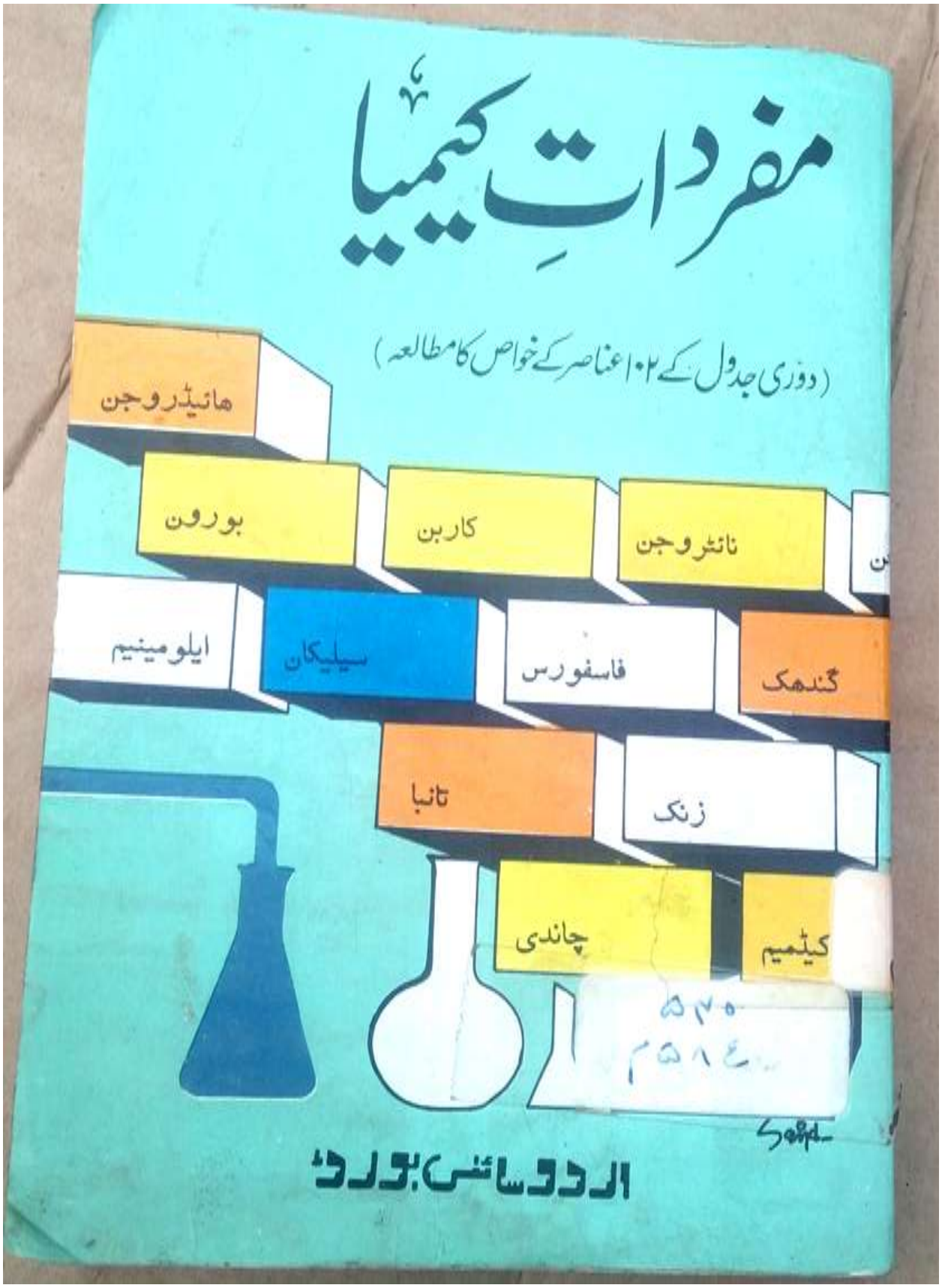
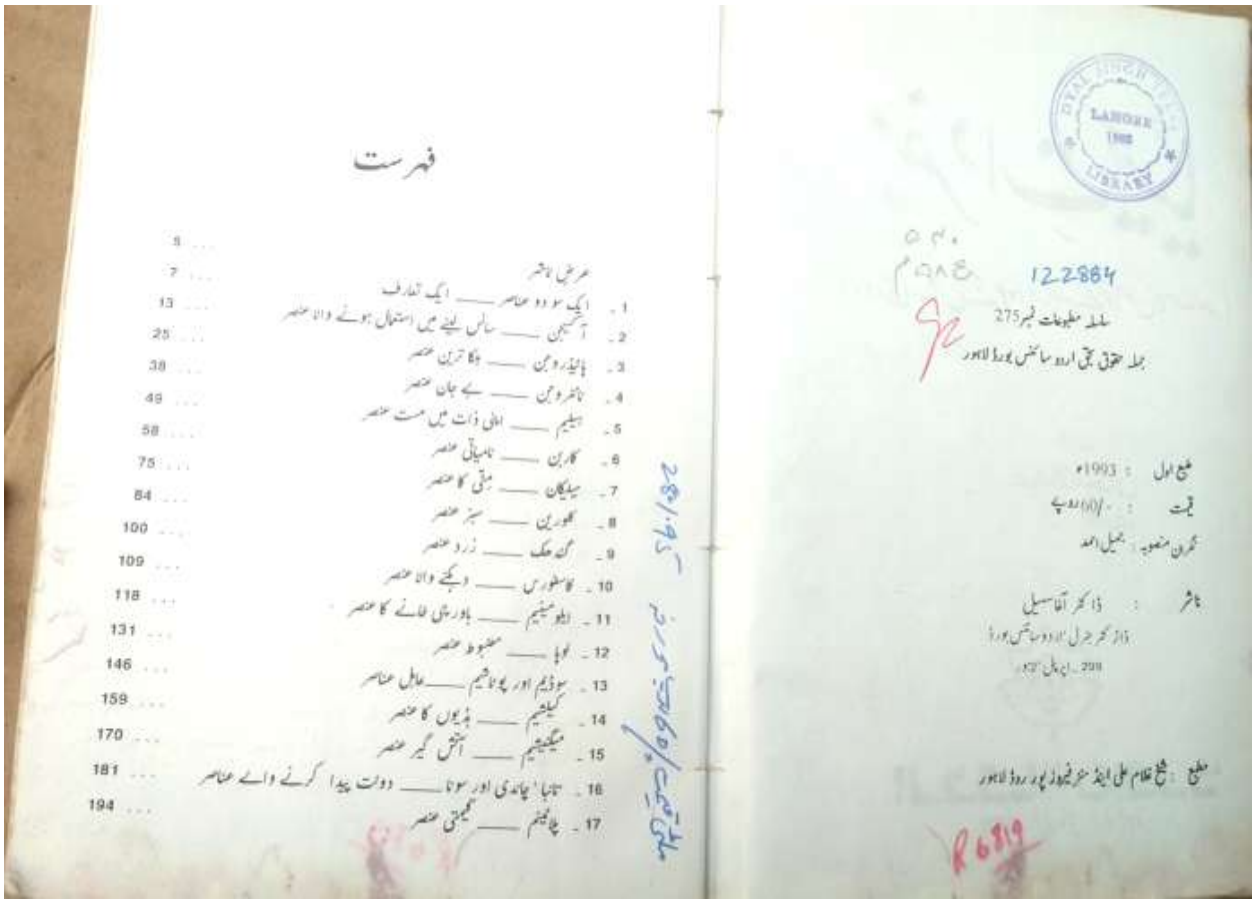

مفرداتِ کیمیا
(دوری جدول کے ۱۰۲ عناصر کے خواص کا مطالعہ)
ہائیڈروجن
بورون
کاربن
نائٹروجن
ایلومینیم
سیلیکان
فاسفورس
گندھک
تانبا
زنک
چاندی
کیڈمیم
اردو سائنس بورڈ



DYAL SINGH TRUST LIBRARY LAHORE 1908

122884

سلسلہ مطبوعات نمبر275

جملہ حقوق بحق اردو سائنس بورڈ لاہور

طبع اول : 1993ء

قیمت : -/60 روپے

کمپوزنگ منصوبہ : جمیل احمد

ناشر : ڈاکٹر آغا سہیل

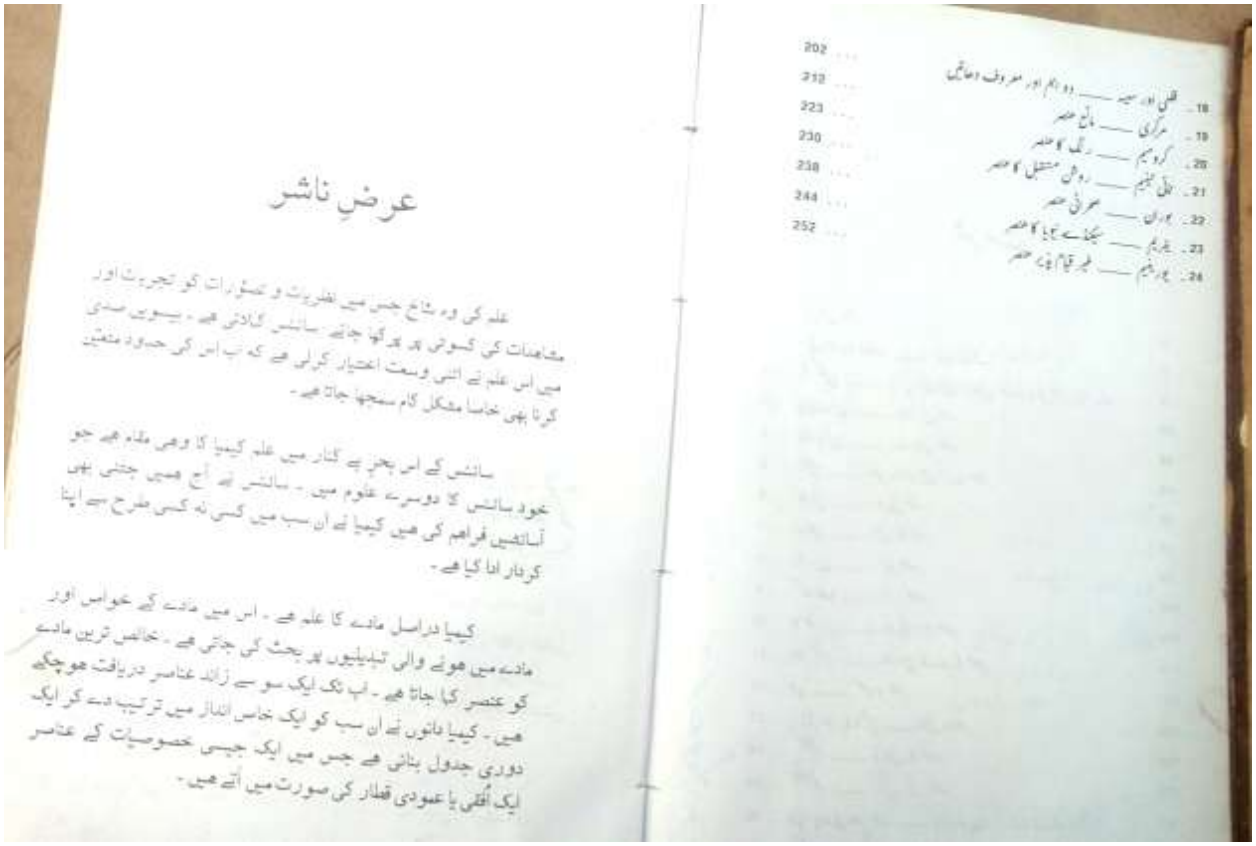
ڈائرکٹر جنرل اردو سائنس بورڈ

299 - اے، ماڈل ٹاؤن

مطبع : شیخ غلام علی اینڈ سنز فیروز پور روڈ لاہور

فہرست

	عرض ناشر	5
1	ایک سو دو عناصر ـــــ ایک تعارف	7
2	آکسیجن ـــــ سانس لینے میں استعمال ہونے والا عنصر	13
3	ہائیڈروجن ـــــ ہلکا ترین عنصر	25
4	نائٹروجن ـــــ بے جان عنصر	38
5	ہیلیم ـــــ اپنی ذات میں مست عنصر	49
6	کاربن ـــــ نامیاتی عنصر	58
7	سیلکان ـــــ مٹی کا عنصر	75
8	کلورین ـــــ سبز عنصر	84
9	گندھک ـــــ زرد عنصر	100
10	فاسفورس ـــــ دیکھنے والا عنصر	109
11	ایلومینیم ـــــ باورچی خانے کا عنصر	118
12	لوہا ـــــ مضبوط عنصر	131
13	سوڈیم اور پوٹاشیم ـــــ عامل عناصر	146
14	کیلشیم ـــــ ہڈیوں کا عنصر	159
15	میگنیشیم ـــــ آتش گیر عنصر	170
16	تانبا، چاندی اور سونا ـــــ دولت پیدا کرنے والے عناصر	181
17	پلاٹینم ـــــ نجیبی عنصر	194



18. قلمی اور سیمہ ـــــ دو اہم اور معروف دھاتیں ... 202
19. مرکری ـــــ مائع عنصر ... 212
20. کرومیم ـــــ رنگ کا عنصر ... 223
21. نکل نکیم ـــــ روشن مستقبل کا عنصر ... 230
22. یورانیم ـــــ خطرناک عنصر ... 238
23. پلوٹونیم ـــــ بیکانے کا عنصر ... 244
24. پوریشیم ـــــ غیر قیام پذیر عنصر ... 252

عرضِ ناشر

علم کی وہ شاخ جس میں نظریات و تصورات کو تجربات اور مشاہدات کی کسوٹی پر پرکھا جائے، سائنس کہلاتی ہے۔ بیسویں صدی میں اس علم نے اتنی وسعت اختیار کرلی ہے کہ اب اس کی حدود متعین کرنا بھی خاصا مشکل کام سمجھا جاتا ہے۔

سائنس کے اس بحرِ بے کنار میں علم کیمیا کا وہی مقام ہے جو خود سائنس کا دوسرے علوم میں۔ سائنس نے آج ہمیں جتنی بھی آسائشیں فراہم کی ہیں کیمیا نے ان سب میں کسی نہ کسی طرح سے اپنا کردار ادا کیا ہے۔

کیمیا دراصل مادے کا علم ہے۔ اس میں مادے کے خواص اور مادے میں ہونے والی تبدیلیوں پر بحث کی جاتی ہے۔ خالص ترین مادے کو عنصر کہا جاتا ہے۔ اب تک ایک سو سے زائد عناصر دریافت ہوچکے ہیں۔ کیمیا دانوں نے ان سب کو ایک خاص انداز میں ترتیب دے کر ایک دوری جدول بنائی ہے جس میں ایک جیسی خصوصیات کے عناصر ایک اُفقی یا عمودی قطار کی صورت میں آتے ہیں۔

اس سے قبل اُردو سائنس بورڈ کیمیائی عناصر کے موضوع پر
۔ کیمیائی عناصر " اور " عناصر " کے نام سے دو کتابیں شائع کر چکا ہے ۔
" عناصر " میں تمام عناصر کے طبیعی مستقلات دیئے گئے تھے جبکہ
دوسری کتاب " کیمیائی عناصر " میں ان عناصر کے طبیعی اور کیمیائی
خواص قدرے تفصیل سے بیان کئے گئے تھے اور عناصر کا مطالعہ ان کے
خواص کی یکسانیت کے بجائے دوری جدول میں ان کی ترتیب کے
لحاظ سے کیا گیا تھا ۔ دوسرے وہ کتاب خصوصاً سائنس کے طلبہ کی
ضروریات کو مدِنظر رکھ کر تیار کی گئی تھی جبکہ زیرِ نظر کتاب ایک
عام پڑھے لکھے انسان کے سائنسی ذوق کی تسکین کے لیے لکھی گئی ہے
اور اس میں عناصر کا مطالعہ ان کے خواص کی یکسانیت کے لحاظ سے
کیا گیا ہے ۔ اس کے علاوہ اس میں کیمیائی فارمولے اور مساواتیں بھی
نہیں دی گئیں ہیں اور کتاب کو سادہ اور عام فہم بنانے کی ہر ممکن
کوشش کی گئی ہے ۔ غیر ضروری تفصیل سے گریز کرتے ہوئے
مطلب کی بات سمجھانے کی سعی کی گئی ہے ۔

ہمیں یقین ہے کہ قارئین ۔ اساتذہ اور طلبہ اس کتاب کو نہ
صرف خود پسند کریں گے بلکہ دوسروں کو بھی اس کے مطالعے کی
ترغیب دیں گے ۔ کیونکہ اسی طرح ہم لوگوں میں سائنسی شعور بیدار
کرنے میں کامیاب ہو سکیں گے ۔

ہر انسانی سعی کی طرح اس کتاب میں بھی ضرور کچھ خامیاں
ہوں گی ۔ قارئین سے گزارش ہے کہ اس کتاب میں وہ جو بھی کمی یا
کوتاہی پائیں ، ہمیں اس سے ضرور مطلع فرمائیں تاکہ دوسرے ایڈیشن
میں ان کو درست کیا جا سکے ۔

ایک سو دو عناصر ـــــــــ ایک تعارف

سائنسدانوں کے نزدیک ہر وہ چیز جو وزن رکھتی ہو مادہ کہلاتی ہے ۔ ایک پتھر ، انسانی جسم ، ایک کتاب ، پانی پینے کا ایک برتن یا ایک خود کار گاڑی ۔ قریباً ہر ایک نام رکھنے والی چیز بشمول سورج ، چاند اور ستارے سب مادہ کہلاتے ہیں ۔ یہاں تک کہ ہوا بھی مادہ ہے کیونکہ یہ وزن رکھتی ہے ۔ اس کے برعکس ایسی اشیا جو وزن نہیں رکھتیں ، جیسے روشنی ، حرارت ، بجلی اور ریڈیائی لہریں مادہ نہیں ہیں ۔

مادہ چھوٹے چھوٹے ذرات سے مل کر بنا ہے ۔ یہ ذرات اتنے چھوٹے ہوتے ہیں کہ الیکٹرون خوردبین کے علاوہ کسی اور خوردبین سے نہیں دیکھے جا سکتے (حتیٰ کہ الیکٹرون خوردبین میں بھی یہ ذرات محض نقطوں کی مانند ہی نظر آتے ہیں) ۔ ان ذرات کو ایٹم کا نام دیا گیا ہے ۔

جب ہم اپنے اردگرد دیکھتے ہیں تو ہماری نظر اس دنیا میں بکھرے ہوئے ہزاروں مختلف قسم کے مادوں پر پڑتی ہے ۔ پھر ہم یہ جان کر مزید حیرت زدہ ہو جاتے ہیں کہ کائنات کی یہ ساری چیزیں جن مختلف ایٹموں کے ملنے سے بنی ہیں ، ان کی تعداد اتنی زیادہ نہیں ۔ اگرچہ اب تک دریافت شدہ مختلف قسم کے ایٹموں کی تعداد ایک سو دس ہو گئی ہے ، لیکن ایک سو دو عناصر ایک خاص ترتیب میں موجود ہیں اور دوسرے یہ کہ ایک سو دو کے بعد کے عناصر اتنے قیام پذیر نہیں ۔ اس لئے ان سے صرف نظر کیا جاتا ہے ۔

مزے کی بات یہ ہے کہ ان میں سے بعض بہت ہی کم یاب ہیں ، جبکہ چند ایک تو قدرت میں پائے ہی نہیں جاتے اور صرف تجربہ گاہوں میں ہی دیکھے جا سکتے ہیں ۔ جہاں سائنسدان انہیں تیار کیا کرتے ہیں ۔ البتہ صرف بارہ مختلف قسم کے ایٹم ایسے ہیں ، جنہیں

صحیح معنوں میں عام کیا جاسکتا ہے۔

کچھ ایٹم بعض اوقات دوسرے ذرات سے الگ تھلگ آزاد ذرات کی صورت میں پائے جاتے ہیں، تاہم زیادہ تر ایٹم گروہوں کی شکل میں رہنا پسند کرتے ہیں۔ ایٹموں کے ان گروہوں کو مالیکیول کہا جاتا ہے۔ مختلف گروہوں میں جب کسی قوت وقت کے ساتھ ساتھ کم یا زیادہ ہوتی رہتی ہے۔ ایٹموں کی یہ خاصیت کسی حد تک انسانی خصوصیات سے ملتی جلتی ہے۔

کچھ لوگ تنہائی پسند ہوتے ہیں اور دوسرے انسانوں سے الگ تھلگ رہنا پسند کرتے ہیں، جبکہ زیادہ تر لوگ مل جل کر خاندان کی صورت میں زندگی گزارنے کے عادی ہوتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ انسان اگرچہ دو ہی قسم کے ہوتے ہیں یعنی مرد اور عورت، مگر پھر بھی ہمیں دنیا میں کئی ایک مختلف قسم کے خاندان نظر آتے ہیں۔ مثال کے طور پر ایک مرد اور اس کی بیوی ایک بیوہ ماں اور اس کی تین بیٹیاں، ایک عمر رسیدہ جوڑا اور ان کا ایک بیٹا، ایک بیوہ اور دو لڑکے۔ حتیٰ کہ انسان (مرد اور عورت) کے ملنے میں جب سے ہزاروں قسم کے مختلف خاندان بنتے ہیں۔

بالکل اسی طرح چند ایک مختلف قسم کے ایٹم آپس میں مل کر کئی ایک مختلف قسم کے گروہ بنا سکتے ہیں اور مادہ کی یہ قسم مرکب کہلاتی ہے۔ کیمیا دان تو کھوں قسم کے مختلف مرکبات سے واقف ہیں۔ زیادہ تر اشیاء جن سے ہمارا واسطہ پڑتا ہے، مرکبات ہیں یا پھر ان مرکبات کے ہمنے اور عناصر ہوتے ہیں۔ انسانی جسم بھی ہزاروں قسم کے مختلف مرکبات سے مل کر بنا ہے۔

جب مادہ کی کسی خاص قسم میں موجود تمام مالیکیول ایک ہی قسم کے ایٹموں سے مل کر بنے ہوئے ہوں تو مادہ کی یہ قسم عنصر کہلاتی ہے۔ چونکہ اب تک 110 مختلف قسم کے ایٹم معلوم کئے جا چکے ہیں اس لئے عناصر کی تعداد بھی 110 ہی ہے۔

یہ عناصر وہ بنیادی عمارتی اینٹیں ہیں جن سے یہ ساری کائنات بنی ہے۔ کرۂ ارض پر پائے جانے والے یہ اتنے سارے مرکبات انہی عناصر پر مختلف فطری عوامل کا نتیجہ ہیں۔ آج کل سائنسدان اپنی منشا کے مطابق تجزیہ اور مرکب تیار کر سکتے ہیں جس کی

تیاری کے لئے ضروری عناصر ان کے پاس خام مال کی حیثیت سے موجود ہوں۔

ان عناصر میں سے بعض ایسے ہیں جن سے ہر ایک عموماً واقف ہے۔ جیسے سونا، چاندی، تانبا، لوہا اور وغیرہ۔ جبکہ بعض عناصر ایسے بھی ہیں جن سے صرف کیمیا دان ہی واقف ہوتے ہیں جیسے تسلیم، یورینیم یا گیدولینیم۔

اس کتاب میں عام اور بکثرت پائے جانے والے عناصر سے روشناس کرتے ہوئے ہر ایک عنصر سے متعلق کچھ نہ کچھ معلومات فراہم کی جائیں گی۔ البتہ اس باب میں عناصر سے متعلق مجموعی طور پر کچھ معلومات دی جائیں گی۔ عام طور پر عناصر مختلف شکل و شباہت اور منفرد خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں۔ بعض سخت اور سیاہ ہوتے ہیں، بعض ملگدار اور اتنے نرم کہ مختلف صورتوں میں ڈھالے جا سکتے ہیں، بعض ہلکے، جبکہ بعض عام اور بھاری، حرارت پر مائع اور بعض گیس کی حالت میں بھی پائے جاتے ہیں، بعض عناصر بے رنگ ہوتے ہیں جبکہ بعض دوسرے رنگدار بھی ہوتے ہیں۔ مختلف عناصر کے ایٹم آپس میں یا دوسرے عناصر کے ایٹموں کے ساتھ مختلف طریقوں پر جذب کرتے ہیں۔

کیمیا دانوں نے اس سلسلہ میں ایک مربوط نظام دریافت کرنے کی کوشش کی، جس کے نتیجہ میں یہ بات سامنے آئی ہے کہ ایٹم مزید چھوٹے چھوٹے ذرات پر مشتمل ہے۔ ایٹم کے بیرونی حصہ میں ننھے ننھے ذرات کی ایک معین تعداد موجود رہتی ہے۔ ان کو الیکٹرون کہا جاتا ہے۔ سب سے سادہ ترین ایٹم میں ایک الیکٹرون ہوتا ہے، جبکہ اس سے اگلے ایٹموں میں دو، تین اور اسی طرح بالترتیب آگے بڑھتے ہوئے ایک سو دو نمبر عنصر میں 102 الیکٹرون ہوتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ کیمیا دانوں نے عناصر کو محض نام ہی نہیں دیے بلکہ ان کو منفرد ایٹمی نمبر بھی الاٹ کئے ہیں۔ مثلاً جس ایٹم میں عام حالت کے تحت 23 الیکٹرون موجود ہوں، اس کا ایٹمی نمبر 23 ہوتا ہے اور اسی طرح جس ایٹم کے بیرون میں جتنے الیکٹرون ہوں گے اتنا ہی اس کا ایٹمی نمبر ہو گا۔

یہ الیکٹرون ایٹم کے گرد پیاز کی تہوں کی طرح مختلف تہوں یعنی مداروں میں گھومتے رہتے ہیں۔ جب ایک مدار میں مقررہ تعداد میں الیکٹرون سما جاتے ہیں تو زائد الیکٹرون دوسرے مداروں میں منتقل ہوتے رہتے ہیں۔ مثلاً جس عنصر کا ایٹمی نمبر 3 ہے اس کے

صحیح معنوں میں عام کیا جاسکتا ہے۔

کچھ ایٹم بعض اوقات دوسرے ذرات سے الگ تھلگ آزاد ذرات کی صورت میں پائے جاتے ہیں، تاہم زیادہ تر ایٹم گروہوں کی شکل میں رہنا پسند کرتے ہیں۔ ایٹموں کے ان گروہوں کو مالیکیول کہا جاتا ہے۔ مختلف گروہوں میں جب کسی قوت وقت کے ساتھ ساتھ کم یا زیادہ ہوتی رہتی ہے۔ ایٹموں کی یہ خاصیت کسی حد تک انسانی خصوصیات سے ملتی جلتی ہے۔

کچھ لوگ تنہائی پسند ہوتے ہیں اور دوسرے انسانوں سے الگ تھلگ رہنا پسند کرتے ہیں، جبکہ زیادہ تر لوگ مل کر خاندان کی صورت میں زندگی گزارنے کے عادی ہوتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ انسان اگرچہ دو ہی قسم کے ہوتے ہیں یعنی مرد اور عورت، مگر پھر بھی ہمیں دنیا میں کئی ایک مختلف قسم کے خاندان نظر آتے ہیں۔ مثال کے طور پر ایک مرد اور اس کی بیوی، ایک بیوہ ماں اور اس کی تین بیٹیاں، ایک عمر رسیدہ جوڑا اور ان کا ایک بیٹا، ایک بیوہ اور دو لڑکے۔ حتیٰ کہ انسان (مرد اور عورت) کے ملاپ سے ہزاروں قسم کے مختلف خاندان بنتے ہیں۔

بالکل اسی طرح چند ایک مختلف قسم کے ایٹم آپس میں مل کر کئی ایک مختلف قسم کے گروہ بنا سکتے ہیں اور مادہ کی یہ قسم مرکب کہلاتی ہے۔ کیمیا دان تا کھوں قسم کے مختلف مرکبات سے واقف ہیں۔ زیادہ تر اشیاء جن سے ہمارا واسطہ پڑتا ہے، مرکبات ہیں یا پھر ان مرکبات کے ہمیزے اور عناصر ہوتے ہیں۔ انسانی جسم بھی ہزاروں قسم کے مختلف مرکبات سے مل کر بنا ہے۔

جب مادہ کی کسی خاص قسم میں موجود تمام مالیکیول ایک ہی قسم کے ایٹموں سے مل کر بنے ہوئے ہوں تو مادہ کی یہ قسم عنصر کہلاتی ہے۔ چونکہ اب تک 110 مختلف قسم کے ایٹم معلوم کئے جا چکے ہیں اس لئے عناصر کی تعداد بھی 110 ہی ہے۔

یہ عناصر وہ بنیادی عمارتی اینٹیں ہیں جن سے یہ ساری کائنات بنی ہے۔ کرۂ ارض پر پائے جانے والے یہ اتنے سارے مرکبات انہی عناصر پر مختلف فطری عوامل کا نتیجہ ہیں۔ آج کل سائنسدان اپنی منشا کے مطابق تجزیہ تالیف و ترکیب تیار کر سکتے ہیں جس کی

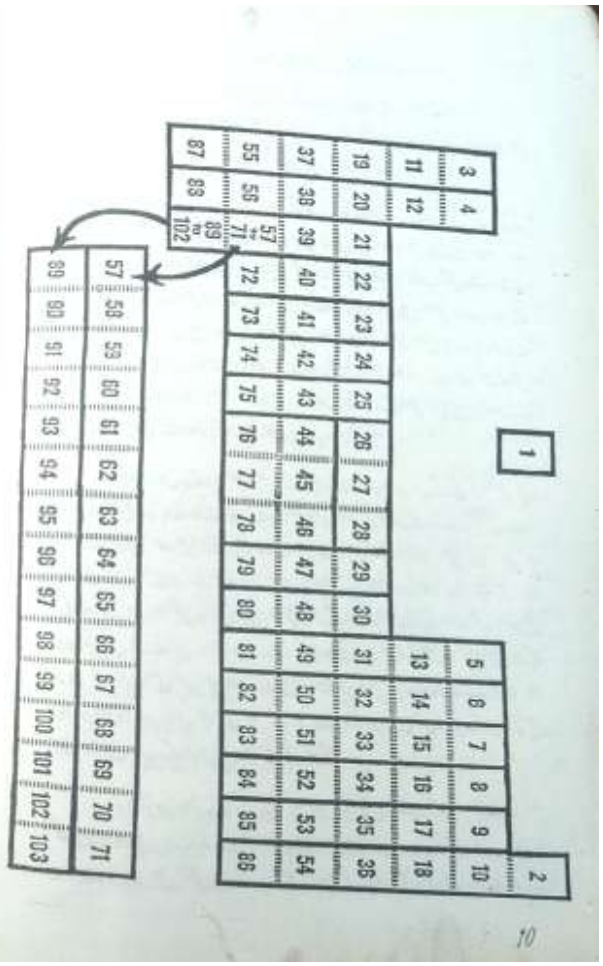
تیاری کے لئے ضروری عناصر ان کے پاس خام مال کی حیثیت سے موجود ہوں۔

ان عناصر میں سے بعض ایسے ہیں جن سے ہر ایک بخوبی واقف ہے۔ جیسے سونا، چاندی، تانبا، لوہا اور ویغیرہ۔ جبکہ بعض عناصر ایسے بھی ہیں جن سے صرف کیمیا دان ہی واقف ہوتے ہیں جیسے تسلیم، یورینیم یا گیدولینیم۔

اس کتاب میں عام اور بکثرت پائے جانے والے عناصر سے روشناس کرتے ہوئے ہر ایک عنصر سے متعلق کچھ نہ کچھ معلومات فراہم کی جائیں گی۔ البتہ اس باب میں عناصر سے متعلق مجموعی طور پر کچھ معلومات دی جائیں گی۔ عام طور پر عناصر مختلف شکل و شباہت اور منفرد خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں۔ بعض سخت اور سیاہ ہوتے ہیں، بعض ملگدار اور اتنے نرم کہ مختلف صورتوں میں ڈھالے جا سکتے ہیں، بعض ہلکے، جبکہ بعض عام اور بھاری، حرارت پر مائع اور بعض گیس کی حالت میں بھی پائے جاتے ہیں، بعض عناصر بے رنگ ہوتے ہیں جبکہ بعض دوسرے رنگدار بھی ہوتے ہیں۔ مختلف عناصر کے ایٹم آپس میں یا دوسرے عناصر کے ایٹموں کے ساتھ مختلف طریقوں پر ملاپ کرتے ہیں۔

کیمیا دانوں نے اس سلسلہ میں ایک مربوط نظام دریافت کرنے کی کوشش کی، جس کے نتیجہ میں یہ بات سامنے آئی ہے کہ ایٹم مزید چھوٹے چھوٹے ذرات پر مشتمل ہے۔ ایٹم کے بیرونی حصہ میں ننھے ننھے ذرات کی ایک معین تعداد موجود رہتی ہے۔ ان کو الیکٹرون کہا جاتا ہے۔ سب سے سادہ ترین ایٹم میں ایک الیکٹرون ہوتا ہے، جبکہ اس سے اگلے ایٹموں میں دو، تین اور اسی طرح بالترتیب آگے بڑھتے ہوئے ایک سو دو نمبر عنصر میں 102 الیکٹرون ہوتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ کیمیا دانوں نے عناصر کو محض نام ہی نہیں دیے بلکہ ان کو منفرد ایٹمی نمبر بھی الاٹ کئے ہیں۔ مثلاً جس ایٹم میں عام حالت کے تحت 23 الیکٹرون موجود ہوں، اس کا ایٹمی نمبر 23 ہوتا ہے اور اسی طرح جس ایٹم کے بیرون میں جتنے الیکٹرون ہوں گے اتنا ہی اس کا ایٹمی نمبر ہو گا۔

یہ الیکٹرون ایٹم کے گرد پیاز کی تہوں کی طرح مختلف تہوں یعنی مداروں میں گھومتے رہتے ہیں۔ جب ایک مدار میں مقررہ تعداد میں الیکٹرون سما جاتے ہیں تو زائد الیکٹرون دوسرے مداروں میں منتقل ہوتے رہتے ہیں۔ مثلاً جس عنصر کا ایٹمی نمبر 3 ہے اس کے



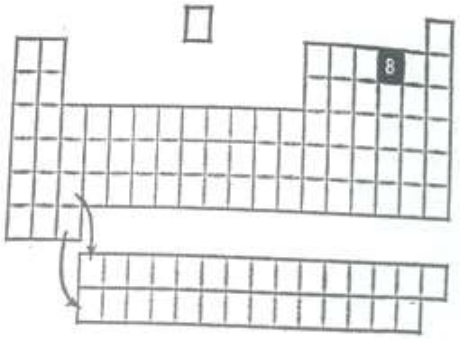
پہلے مدار میں دو الیکٹرون ہوتے ہیں۔ اس لحاظ سے یہ مکمل ہوتا ہے۔ یہ مدار ایٹم کے مرکزہ سے قریب ترین ہوتا ہے جبکہ دوسرے مدار میں ایک الیکٹرون ہوتا ہے۔ جس عنصر کا ایٹمی نمبر 11 ہے اس کے پہلے مدار میں دو، دوسرے مدار میں کل آٹھ الیکٹرون ہوتے ہیں جبکہ گیارھویں الیکٹرون تیسرے مدار میں چلا جاتا ہے۔ اسی طرح ایٹمی نمبر 19 کے عنصر کے پہلے مدار میں دو دوسرے میں آٹھ، تیسرے میں آٹھ اور چوتھے میں ایک الیکٹرون گردش کرتا ہے۔ ان مثالوں سے یہ بات عیاں ہوئی کہ عناصر کے کیمیائی خواص اور شکل و شباہت کا دارومدار زیادہ تر ان کے بیرونی مداروں میں موجود الیکٹرونوں کی تعداد اور ان کی تشکیل پر ہوتا ہے۔ ایٹمی نمبر 3، 11 اور 19 والے عناصر کے بیرونی مداروں میں چونکہ ایک ایک الیکٹرون پایا جاتا ہے اس لئے ان کے کیمیائی خواص ایک دوسرے سے ملتے جلتے ہیں۔ یعنی یہ تینوں نرم دھات ہیں اور کھلی ہوا میں پڑے رہنے پر جلدی میلے اور آلودہ ہو جاتے ہیں۔ اگر ان کو پانی میں ڈالا جائے تو یہ آگ پکڑ لیتے ہیں اور مزید یہ کہ ان سب کو آسانی سے پگھلایا جا سکتا ہے وغیرہ وغیرہ۔

کیمیا دان تمام عناصر کو ایک ایسی طرز پر ترتیب دینے میں کامیاب ہو چکے ہیں جس کی بنیاد پر ایک جیسی الیکٹرونی تشکیل رکھنے والے عناصر ایک ہی کالم یا ماہر بعض اوقات ایک قطار میں اکٹھے آجاتے ہیں۔ اس قسم کی ترتیب کو دوری جدول (Periodic Table) کہا جاتا ہے۔ اس جدول میں عناصر کو ان کے ایٹمی نمبروں کے لحاظ سے ترتیب دیا گیا ہے۔

یہاں جو دوری جدول دکھایا گیا ہے اس میں ایک جیسی الیکٹرونی تشکیل کی وجہ سے ملتے جلتے عناصر کو موٹی لکیروں کے اندر دکھایا گیا ہے، جبکہ ان کے درمیان پتلی لکیریں کھینچی گئی ہیں۔ اس جدول کو غور سے دیکھنے سے پتہ چلتا ہے کہ ایٹمی نمبر 3، 11 اور 19 کے ساتھ ساتھ ایٹمی نمبر 37، 55 اور 87 کے عناصر بھی ایک ہی کالم یا گروپ کے ارکان ہیں، جبکہ دوسری طرف ایٹمی نمبر 2، 10، 18، 36، 54 اور 86 کے عنصر ملتی جلتی خصوصیات والے عناصر کا ایک دوسرا کالم ہے۔ ایک جیسے خواص والے عناصر پر مشتمل قطار کی مثال دیکھنی ہو تو ایٹمی نمبر 26 تا 28 اور 57 تا 71 کے عناصر پر غور کریں جو ایک ہی قطار کے اندر ہیں۔ دوری جدول کی مدد سے کئی ایک عناصر پر بیک وقت بحث ہو سکتی

11

ہے۔اس کتاب کے ہر باب کے شروع میں دوری جدول کا ایک خاکہ دیا گیا ہے جس میں زیرِ بحث عنصر کو اس کے مقام پر نمایاں کر کے دکھایا گیا ہے، جبکہ دوری جدول کے دوسرے خانوں کو خالی بھوڑا گیا ہے۔اس طرح سے یہ اندازہ کرنا آسان ہو گا کہ یہ عناصر ایک دوسرے سے کیوں اور کس طرح مماثلت رکھتے ہیں۔



آکسیجن ـــــــ سانس لینے میں استعمال ہونے والا عنصر

آکسیجن کا ایٹمی نمبر 8 ہے اور دوری جدول میں اسے آٹھویں نمبر پر رکھا گیا ہے۔

اس کتاب کی زیادہ تر جدول کے پہلے عنصر کے بجائے آٹھویں عنصر سے کرنے کی کئی وجوہات ہیں۔ اولاً یہ کہ آکسیجن زمین پر سب سے زیادہ مقدار میں پایا جانے والا عنصر ہے۔ یہ سیارہ (زمین) جن ایٹموں سے مل کر بنا ہے اس کا تقریباً نصف حصہ آکسیجن کے ایٹم ہیں۔ اگر زمین کے صرف بیرونی پرت (دس میل موٹی بنائی قشر) ہی کا تجزیہ کیا جائے تو پتہ چلتا ہے کہ اس کا تقریباً دو تہائی حصہ آکسیجن کے ایٹموں پر مشتمل ہے، کیونکہ مٹی میں موجود زیادہ تر مرکبات کا ایک اہم جز آکسیجن ہی ہے۔ یعنی یہ بہت سے مختلف قسم کے ایٹموں کے ساتھ مل کر مالیکیول بناتا ہے۔ تاہم کرہ ہوائی میں آکسیجن عنصر کی حالت

میں پائی جاتی ہے ۔ ہوا کے ہر پانچ مالیکیولوں میں سے ایک مالیکیول ایسا ہوتا ہے جس میں صرف آکسیجن ہی کے دو ایٹم ہوتے ہیں ۔ اسے آکسیجن کا مالیکیول کہا جاتا ہے ۔

آکسیجن صرف بکثرت پایا جانے والا عنصر ہی نہیں بلکہ یہ ہماری زندگی کے لئے بھی بہت اہم ہے ۔ جب ہم سانس لیتے ہیں تو ہوا ہمارے پھیپھڑوں کے اندر داخل ہوتی ہے ۔ یہاں سے ہوا میں موجود کچھ آکسیجن خون کے ذریعے جسم کے ہر ہر خلیے میں پہنچتی ہے ۔ پھر یہ ہمارے جسم میں جذب ہو کر ان اشیاء کے ساتھ عمل کرتی ہے جو غذا کے ہضم ہونے کے بعد جسم میں موجود رہتے ہیں ۔ آکسیجن اور ان اشیاء کے ملاپ سے توانائی حاصل ہوتی ہے ۔ یہی توانائی ہمارے جسم کو زندہ اور توانا رکھتی ہے ۔

آکسیجن کے بغیر ہم زندہ رہنے کا تصور بھی نہیں کر سکتے ۔ یہی وجہ ہے کہ ہم سوتے یا جاگتے ، مسلسل سانس لیتے رہتے ہیں تاکہ ہمارے جسم کو ہر وقت آکسیجن ملتی رہے ۔ اگر ہمیں ہفتہ عشرہ تک خوراک نہ ملے یا اسی طرح کئی کئی دن پینے کو پانی نہ ملے تو بھی ہم زندہ رہ سکتے ہیں مگر آکسیجن کی چند لمحوں کی عدم موجودگی ہمیں موت سے ہمکنار کر سکتی ہے ۔

ان وجوہات کی بنا پر مناسب سمجھا گیا کہ کتاب کی ابتدا آکسیجن سے کی جائے ۔

آکسیجن کے بارے میں ایک اور قابل وضاحت نکتہ یہ ہے کہ یہ ایک گیس ہے ۔ اس لئے ضروری ہے کہ آکسیجن پر مزید بحث سے پہلے گیس کے بارے میں پیچیدہ معلومات حاصل کی جائیں ۔ اس کرۂ ارض پر ہمارے اردگرد پھیلی ہوئی زیادہ تر اشیا ٹھوس حالت میں ہوتی ہیں ، یعنی یہ ایک ایسے ڈھانچے کی صورت میں ہوتی ہیں جو اپنی جسامت اور شکل برقرار رکھتا ہے ۔ ٹھوس اشیا میں سے بعض ربڑ کی طرح سخت ، جبکہ بعض موم کی طرح نرم ہوتی ہیں ۔ بعض لوہے کی سلاخ کی طرح سخت مگر جلد ٹوٹنے والی اور بعض فولاد کے سپرنگ یا ربڑ کی گیند کی طرح لچکدار ۔

ٹھوس اشیا کے مالیکیول آپس میں قدرے مضبوطی سے جکڑے ہوتے ہیں ۔ ہر مالیکیول اپنی جگہ پر قائم و برقرار رہتا ہے ۔ یہ ذرات لگاتار اپنی مخصوص جگہ پر ارتعاش کرتے رہتے ہیں لیکن اپنی جگہ نہیں بدلتے ۔ اگر کسی ٹھوس شے کو گرم کیا جائے تو اس کے

ذرات کی حرکت تیز تر ہو جاتی ہے اور آخر کار ایک خاص نکتہ پر ان ذرات کے درمیان کشش کی قوت زائل ہو جاتی ہے اور یہ ذرات آزادانہ حرکت کرنے لگتے ہیں ۔ اس درجہ حرارت پر ٹھوس مادہ پگھلنے لگتا ہے اور مائع حالت اختیار کر لیتا ہے ۔

پانی اگرچہ ایک کثرت سے پایا جانے والا اور بہت ہی جانا پہچانا مائع ہے ، لیکن اس کے علاوہ دیگر مائعات سے بھی لوگ واقف ہیں ۔ مثلاً تیزاب کو حل مائع ہے اور اسی طرح منی کا تیل ، مرکری (پارہ) اور زیتون کا تیل بھی سب مائعات ہیں ۔ مائعات کے مالیکیول آپس میں اتنی مضبوطی سے جکڑے نہیں ہوتے کہ ٹھوس کی طرح مستقل شکل اختیار کر سکیں ۔ تاہم یہ ایک مخصوص حجم ضرور رکھتے ہیں ۔ پانی کا ایک ٹکڑا انگلیوں میں نہیں پکڑا جا سکتا البتہ پانی سے بھرا ہوا گلاس اٹھایا جا سکتا ہے ۔ مائع کی کسی خاص مقدار کی اپنی کوئی مخصوص شکل نہیں ہوتی بلکہ یہ جس برتن میں ڈالا جائے اسی کی شکل اختیار کر لیتا ہے ۔

بعض اوقات اگر کوئی مالیکیول زیادہ پیچیدہ اور بہت سے ایٹموں پر مشتمل ہو تو درجہ حرارت بڑھانے سے اس میں ٹوٹ پھوٹ واقع ہو جاتی ہے ۔ یعنی اس قسم کا ٹھوس پگھلنے کے بجائے تحلیل ہو جاتا ہے ۔ مثلاً جب شکر کو گرم کیا جاتا ہے تو یہ پگھلتی نہیں بلکہ جل کر کوئلے اور دھوئیں میں تحلیل ہو جاتی ہے ۔ بعض اوقات تحلیل کا یہ عمل اتنا تند و تیز ہوتا ہے کہ اس قسم کی ٹھوس اشیاء (جیسے ڈائنامیٹ) دھماکے سے پھٹ پڑتے ہیں ۔

اگرچہ مائعات کے مالیکیول آپس میں زیادہ مضبوطی سے جکڑے نہیں ہوتے ، پھر بھی یہ ایک دوسرے کے قریب رہتے ہیں ۔ لیکن گرم کرنے پر یہ مالیکیول ایک دوسرے سے دور ہٹ کر آزادانہ گھومنے پھرنے لگتے ہیں ۔ اس درجہ تک گرم کرنے پر مائعات اڑتے ہیں اور گیس کی صورت اختیار کر لیتے ہیں ۔

ٹھوس ، مائع اور گیس مادے کی تین حالتیں ہیں ۔ اکثر سادہ مرکبات اور تمام عناصر مادے کی ان تینوں حالتوں میں سے کسی ایک حالت میں پائے جاتے ہیں اور ان کی کسی بھی حالت کو کسی دوسری حالت میں تبدیل کیا جا سکتا ہے ۔ ان اشیاء کا مادے کی ایک حالت سے دوسری میں تبدیلی کا انحصار کسی حد تک درجہ حرارت اور جزوی طور پر اردگرد کے ماحول کی بعض دیگر متعلقات پر ہوتا ہے ۔

یہ عام درجہ حرارت پر گیس ہے۔

گیسوں کا مطالعہ اتنا آسان نہیں۔ ہوا ہی کو لیجئے۔ یہ ایک بدشت پانی جانے والی گیس ہے۔ یہ بے رنگ اور شفاف ہے۔ اس لئے دیکھا جا سکتا ہے۔ اسے تو لکھا جا سکتا ہے اور نہ بھوا۔ چنانچہ اپنے ارد گرد ہوا کی موجودگی معلوم کرنے کا بظاہر کوئی ذریعہ نظر نہیں آتا۔ لیکن ہوا کو اس کی حرکت سے محسوس کیا جا سکتا ہے یا ہم جیسے کوئی شخص ہوا میں سے تیزی سے گزرتا ہے تو اس کو اس کی موجودگی کا احساس ہوتا ہے۔

سورج کی تپش مختلف بلندیوں کی ہوا کو مختلف درجہ حرارت تک گرم کرتی ہے۔ اس کا نتیجہ ان مقامات کی نچلی اور اوپر والی ہوا میں ہلکی یا بھاری ہونے کی صورت میں ظاہر ہوتا ہے۔ گرم ہوا اوپر اٹھتی ہے جبکہ ٹھنڈی ہوا نیچے جھکتی ہے۔ اس طرح ہوا میں ہلکی بڑی لہروں کے حرکت میں آنے سے طوفان اٹھتے ہیں۔ بعض اوقات یہ طوفان ناقابل برداشت حد تک تیز و تند ہوتے ہیں۔ اس کا اندازہ وہ شخص کر سکتا ہے جس کا کسی بڑے طوفان یا بگولے یا بادو باراں سے واسطہ پڑا ہو۔

بظاہر تو ایسا لگتا ہے کہ ہوا وزن نہیں رکھتی کیونکہ ہم کوئی بوجھ (دباؤ) محسوس کئے بغیر اس میں آسانی کے ساتھ گھومتے پھرتے ہیں۔ لیکن حقیقت یہ ہے کہ گیسیں بھی ٹھوس اور مائعات کی طرح مادہ ہے اور وزن رکھتی ہے۔

تاہم یہ بات درست ہے کہ گیس کا وزن ٹھوس اور مائعات کی نسبت بہت کم ہوتا ہے۔ اس کا اندازہ اس سے لگالیں کہ ایک لٹر پانی کا وزن تقریباً ایک کلو گرام ہوتا ہے جبکہ اتنے ہی حجم کی گیس کا وزن تقریباً ڈیڑھ گرام ہوگا۔ یہ کچھ بھی وزن نہیں۔ اگر حجم زیادہ ہو تو گیس کا وزن بھی زیادہ ہو جاتا ہے۔ مثلاً 18 فٹ لمبے، 12 فٹ چوڑے اور 8 فٹ اونچے ایک عام رہائشی کمرے میں موجود ہوا کا وزن تقریباً 68 کلو گرام ہوگا۔

زمین کی جس سطح پر ہم رہتے ہیں، دراصل اس کے اوپر میلوں تک ہوا پھیلی ہوئی ہے۔ اس حصے میں ہر وقت ہوا کی اتنی زیادہ مقدار تیرتی رہتی ہے کہ اس کی وجہ سے بیرونی طور پر ہمارے جسم کے ایک مربع انچ پر 15 پونڈ کا دباؤ پڑتا ہے۔ لیکن ہوا ہمارے جسم کے اندر بھی موجود رہتی ہے جو باہر کی طرف اتنا ہی دباؤ ڈالتی ہے جس سے بیرونی اور اندرونی

اس قسم کی اشیاء کی ایک بہترین مثال پانی ہے۔

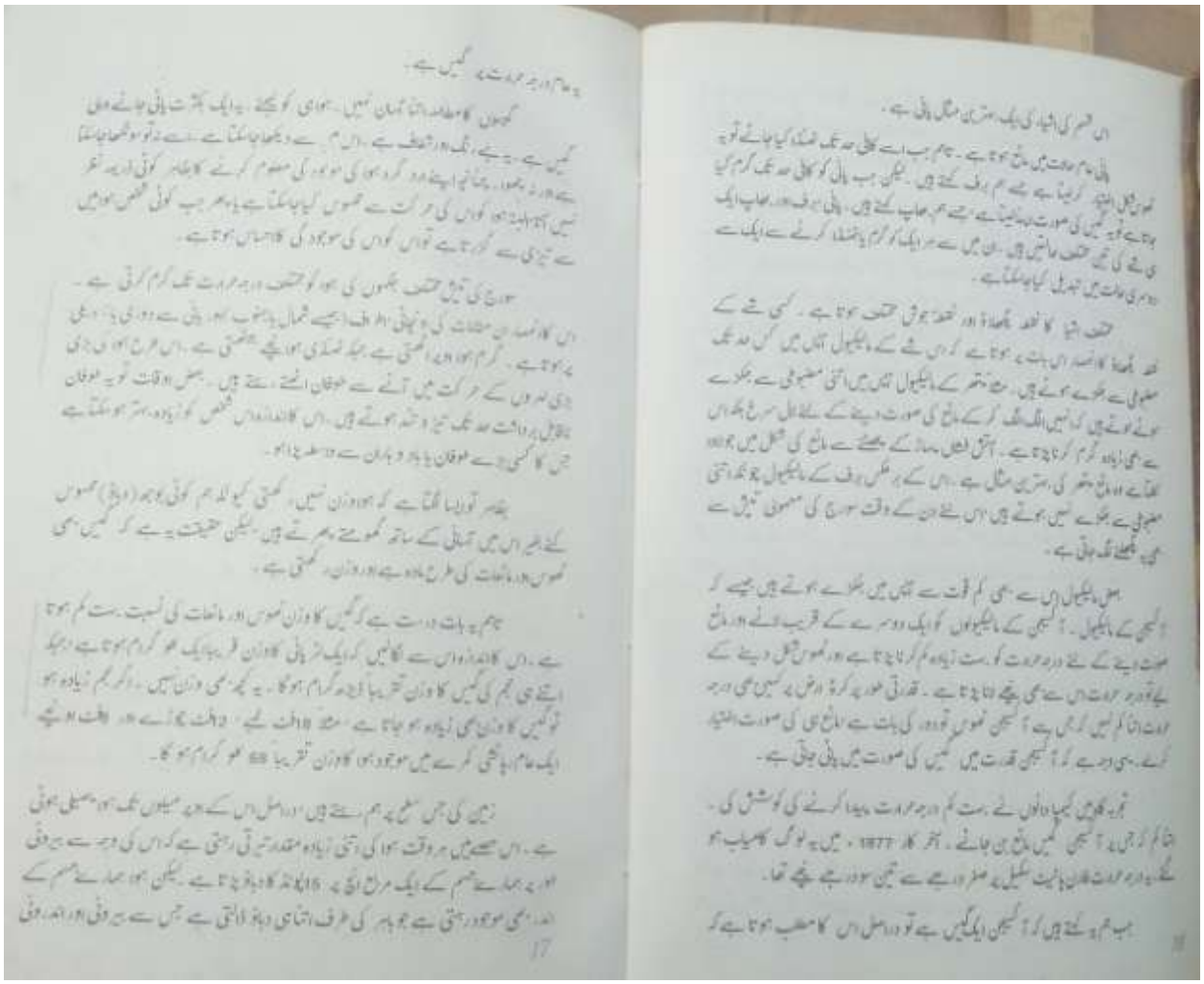
پانی عام حالت میں مائع ہوتا ہے۔ تاہم جب اسے کافی حد تک ٹھنڈا کیا جائے تو یہ ٹھوس شکل اختیار کر لیتا ہے جسے ہم برف کہتے ہیں۔ لیکن جب پانی کو کافی حد تک گرم کیا جاتا ہے تو یہ گیس کی صورت اختیار کر لیتا ہے جسے ہم بھاپ کہتے ہیں۔ پانی برف اور بھاپ ایک ہی شے کی تین مختلف حالتیں ہیں۔ ان میں سے ہر ایک کو گرم یا ٹھنڈا کرنے سے ایک سے دوسری حالت میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔

مختلف اشیا کا نقطہ پگھاؤ اور نقطہ جوش مختلف ہوتا ہے۔ کسی شے کے نقطہ پگھاؤ کا انحصار اس بات پر ہوتا ہے کہ اس شے کے مالیکیول آپس میں کس حد تک مضبوطی سے جکڑے ہوئے ہیں۔ مثلاً پتھر کے مالیکیول آپس میں اتنی مضبوطی سے جکڑے ہوئے ہوتے ہیں کہ انہیں الگ الگ کر کے مائع کی صورت دینے کے لئے لاکھ سرخ بلکہ اس سے بھی زیادہ گرم کرنا پڑتا ہے۔ آتش فشاں پہاڑ کے پھٹنے سے مائع کی شکل میں جو لاوا نکلتا ہے وہ مائع پتھر کی بہترین مثال ہے۔ اس کے برعکس برف کے مالیکیول چونکہ اتنی مضبوطی سے جکڑے نہیں ہوتے ہیں اس لئے دن کے وقت سورج کی معمولی تپش سے ہی یہ پگھلنے لگ جاتی ہے۔

بعض مالیکیول اس سے بھی کم قوت سے آپس میں جکڑے ہوتے ہیں جیسے کہ آکسیجن کے مالیکیول۔ آکسیجن کے مالیکیولوں کو ایک دوسرے کے قریب لانے اور مائع صورت دینے کے لئے درجہ حرارت کو بہت زیادہ کم کرنا پڑتا ہے اور ٹھوس شکل دینے کے لئے تو درجہ حرارت اس سے بھی نیچے لانا پڑتا ہے۔ قدرتی طور پر کرۂ ارض پر گیسیں بھی درجہ حرارت اتنا کم نہیں کہ جس سے آکسیجن ٹھوس تو دور کی بات ہے مائع ہی کی صورت اختیار کرے۔ یہی وجہ ہے کہ آکسیجن قدرت میں گیس کی صورت میں پائی جاتی ہے۔

تجربہ گاہوں کیمیا دانوں نے بہت کم درجہ حرارت پیدا کرنے کی کوشش کی۔ اتنا کم کہ جس پر آکسیجن گیس مائع بن جائے۔ آخر کار 1877ء میں یہ لوگ کامیاب ہو گئے۔ یہ درجہ حرارت فارن ہائیٹ سکیل پر صفر درجے سے تین سو درجے نیچے تھا۔

جب ہم یہ کہتے ہیں کہ آکسیجن ایک گیس ہے تو دراصل اس کا مطلب ہوتا ہے کہ



اس قسم کی اشیاء کی ایک بہترین مثال پانی ہے۔

پانی عام حرارت میں مائع ہوتا ہے۔ جامد جب اسے کافی حد تک ٹھنڈا کیا جائے تو یہ ٹھوس شکل اختیار کر لیتا ہے جسے ہم برف کہتے ہیں۔ لیکن جب پانی کو کافی حد تک گرم کیا جاتا ہے تو یہ گیس کی صورت اختیار کر لیتا ہے جسے ہم بھاپ کہتے ہیں۔ پانی، برف اور بھاپ ایک ہی شے کی تین مختلف حالتیں ہیں۔ ان میں سے ہر ایک کو گرم یا ٹھنڈا کرنے سے ایک سے دوسری حالت میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔

مختلف اشیاء کا نقطہ پگھلاؤ اور نقطہ جوش مختلف ہوتا ہے۔ کسی شے کے نقطہ پگھلاؤ کا انحصار اس بات پر ہوتا ہے کہ اس شے کے مالیکیول آپس میں کس حد تک مضبوطی سے جکڑے ہوئے ہیں۔ مثلاً پتھر کے مالیکیول آپس میں اتنی مضبوطی سے جکڑے ہوئے ہوتے ہیں کہ انہیں الگ الگ کر کے مائع کی صورت دینے کے لئے کافی سرخ بھٹہ اس سے بھی زیادہ گرم کرنا پڑتا ہے۔ آہن فولاد کے پگھلنے سے مائع کی شکل میں ہونے لگتا ہے اور پتھر کی بہترین مثال ہے۔ اس کے برعکس برف کے مالیکیول چونکہ اتنی مضبوطی سے جکڑے نہیں ہوتے ہیں اس لئے دن کے وقت سورج کی معمولی تپش سے ہی پگھلنے لگ جاتی ہے۔

اصل مالیکیول ان سے بھی کم قوت سے آپس میں جکڑے ہوتے ہیں جیسے کہ گیس کے مالیکیول۔ گیس کے مالیکیولوں کو ایک دوسرے کے قریب لانے اور مائع صورت دینے کے لئے درجہ حرارت کو بہت زیادہ کم کرنا پڑتا ہے اور ٹھوس شکل دینے کے لئے تو درجہ حرارت اس سے بھی نیچے لانا پڑتا ہے۔ قدرتی طور پر کرۂ ارض پر کہیں بھی درجہ حرارت اتنا کم نہیں گرتا ہے کہ گیس ٹھوس تو دور کی بات ہے مائع ہی کی صورت اختیار کرے۔ یہی وجہ ہے کہ گیس قدرت میں گیس کی صورت میں پائی جاتی ہے۔

تو یہ کام ہیں کیمیا دانوں نے بہت کم درجہ حرارت پیدا کرنے کی کوشش کی۔ تاکہ گیس کو مائع میں بدلا جا سکے۔ آخر کار 1877ء میں یہ لوگ کامیاب ہو گئے اور درجہ حرارت فارن ہائیٹ سکیل پر صفر درجے سے تین سو درجے نیچے تھا۔

اب ہم دیکھتے ہیں کہ گیس ایک گیس ہے تو دراصل اس کا مطلب ہوتا ہے کہ

یہ عام درجہ حرارت پر گیس ہے۔

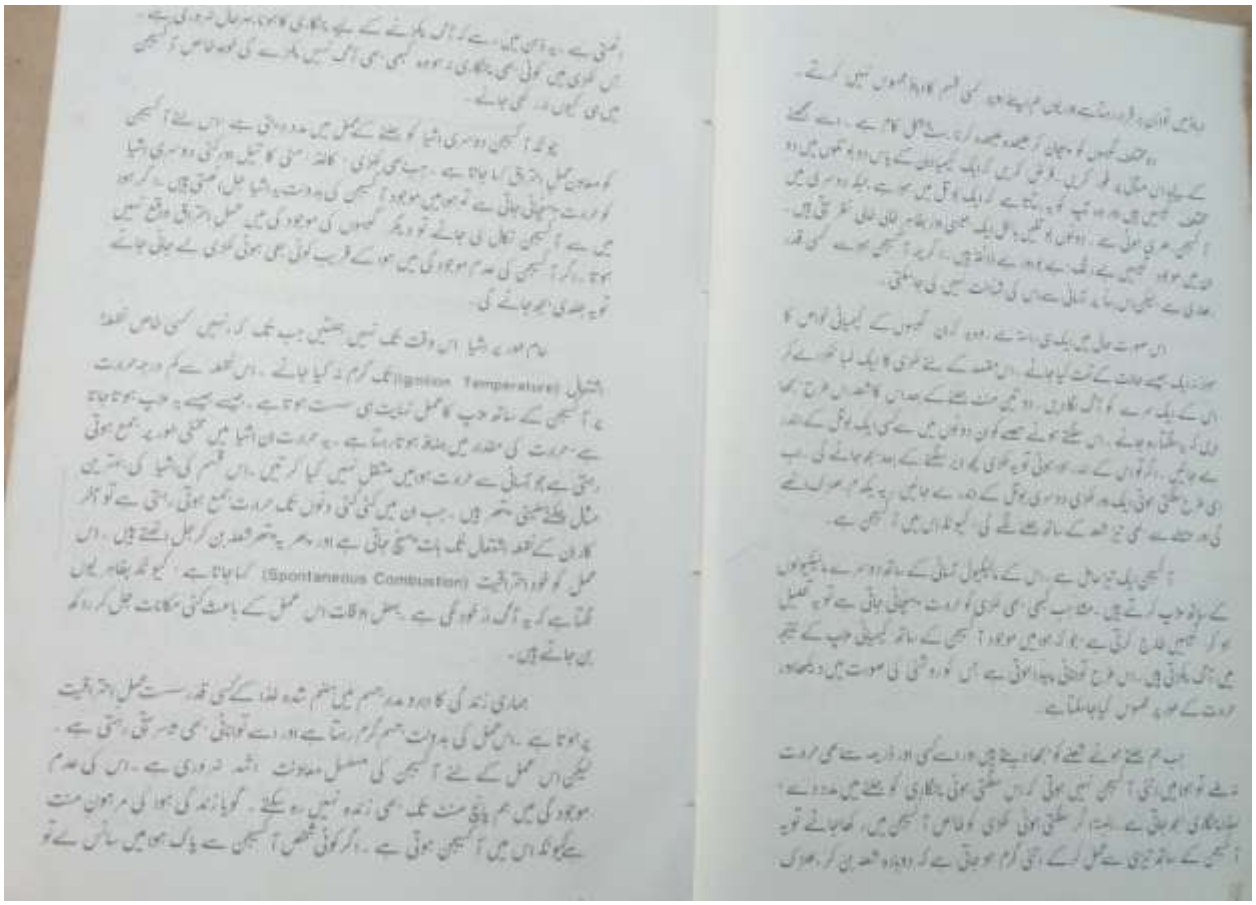
گیسوں کا مطالعہ اتنا آسان نہیں۔ ہوا ہی کو لیجئے۔ یہ ایک بدشت پائی جانے والی گیس ہے۔ یہ بے رنگ اور شفاف ہے۔ اس کو دیکھا جا سکتا ہے نہ سونگھا جا سکتا ہے اور نہ چکھا۔ یہ اپنے اردگرد ہوا کی موجودگی کا علم کرنے کا علاوہ کوئی اور طریقہ نہیں آسانی سے نہیں کیا جا سکتا ہے کہ اس کی حرکت سے محسوس کیا جا سکتا ہے یا پھر جب کوئی شخص ہوا میں تیزی سے گزرتا ہے تو اس کو اس کی موجودگی کا احساس ہوتا ہے۔

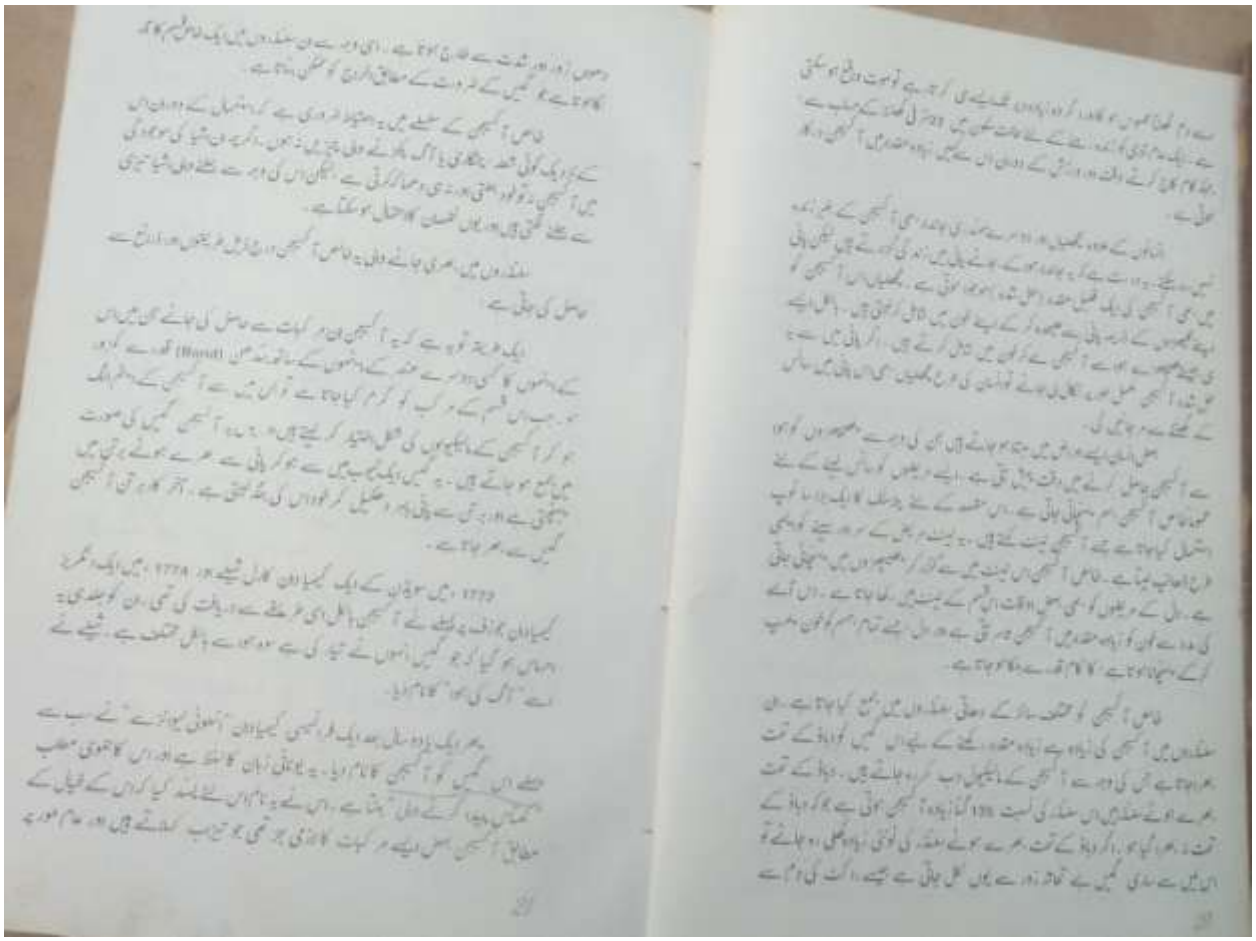
سورج کی تپش مختلف جگہوں کی ہوا کو مختلف درجہ حرارت تک گرم کرتی ہے۔ اس کا نتیجہ ان مقامات کی وجہ سے ہوا ہے جیسے شمال یا جنوب کی ہوا، پانی سے دور کی یا خشکی پر ہوتا ہے۔ گرم ہوا ہلکی ہوتی ہے جبکہ ٹھنڈی ہوا بھاری ہوتی ہے۔ اس طرح ہوا کی ایک بڑی تہہ کے حرکت میں آنے سے طوفان اٹھتے رہتے ہیں۔ بعض اوقات تو یہ طوفان بڑی رفتار تک تیز و تند ہوتے ہیں۔ اس کا اندازہ اس شخص کو زیادہ بہتر ہو سکتا ہے جس کا کسی ایسے طوفان یا بگولے یا باران سے واسطہ پڑا ہو۔

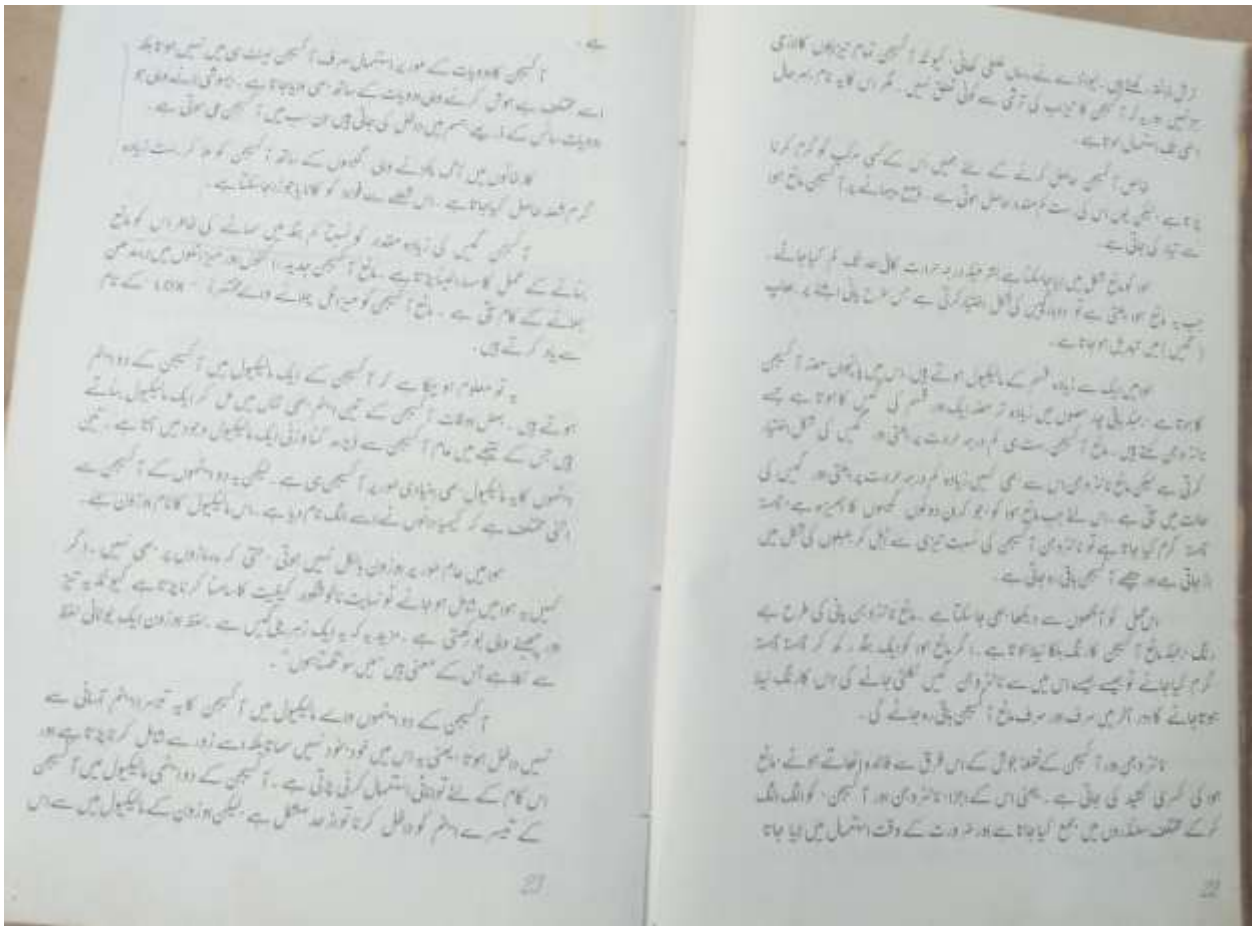
بظاہر تو ایسا لگتا ہے کہ ہوا وزن نہیں رکھتی کیونکہ ہم کوئی بوجھ (وزن) محسوس کئے بغیر اس میں آسانی کے ساتھ گھومتے پھرتے ہیں۔ لیکن حقیقت یہ ہے کہ گیس بھی ٹھوس اور مائعات کی طرح وزن رکھتی ہے۔

ہم یہ بات درست ہے کہ گیس کا وزن ٹھوس اور مائعات کی نسبت بہت کم ہوتا ہے۔ اس کا اندازہ اس سے لگائیں کہ ایک لیٹر پانی کا وزن تقریباً ایک کلو گرام ہوتا ہے جبکہ اتنے ہی حجم کی گیس کا وزن تقریباً ایک گرام ہوگا۔ یہ کچھ بھی وزن نہیں۔ اگر حجم زیادہ ہو تو گیس کا وزن بھی زیادہ ہو جاتا ہے۔ مثلاً ایک کمرے میں موجود ہوا کا وزن تقریباً 60 کلو گرام ہو گا۔

زمین کی جس سطح پر ہم رہتے ہیں، دراصل اس کے اوپر میلوں تک ہوا پھیلی ہوئی ہے۔ اس حجم میں موجود ہوا کی اتنی زیادہ مقدار اتنی بھاری ہے کہ اس کی وجہ سے ہر مربع انچ پر ہمارے جسم کے ایک مربع انچ پر 15 پاؤنڈ کا دباؤ پڑتا ہے۔ لیکن ہوا ہمارے جسم کے اندر بھی موجود رہتی ہے جو باہر کی طرف اتنا ہی دباؤ ڈالتی ہے جس سے ہر وقت اندر باہر







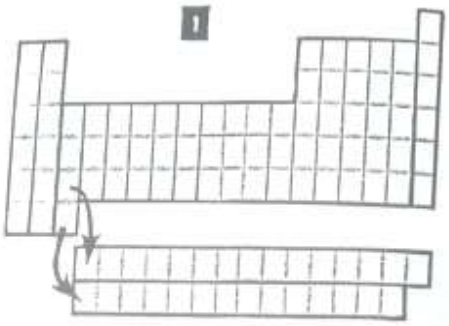
تیسرے ایٹم کا اخراج بہت ہی آسان ہے۔ اس طرح اوزون کا یہ مالیکیول آکسیجن کا ایک ایٹم قبول کر کے بالآخر عام آکسیجن میں تبدیل ہوتا رہتا ہے۔ اوزون ایک غیر مستقل مالیکیول ہے۔ اس سے آزاد ہونے والا آکسیجن کا ایٹم کسی دوسرے مالیکیول کے ساتھ مل کر نئے مالیکیول کے ساتھ مل کر نئے مالیکیول کے لئے تیار رہتا ہے۔ یوں اوزون عام آکسیجن کی نسبت زیادہ کیمیائی تبدیلیوں کا موجب بنتی ہے۔ یعنی یہ عام آکسیجن سے زیادہ تیز عامل ہے۔ دواؤں میں مانع آکسیجن کی بجائے مانع اوزون کے استعمال کا تصور پیش کیا گیا تھا لیکن اس کی غیر قیام پذیری کے سبب نقل و حرکت میں دقت کی وجہ سے اسے رد کر دیا گیا۔

مرکری اور چاندی پر عام آکسیجن کا کچھ اثر نہیں ہوتا۔ لیکن اوزون کی موجودگی میں ان دھاتوں پر بدنما دھبے پڑ جاتے ہیں۔ اسی طرح بعض رنگ دار مالیکیول بھی اوزون کی موجودگی میں دھندلا رنگ کھو کر بے رنگ ہو جاتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ اوزون کو رنگ کاٹ کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔

اوزون بو بھی ختم کرتی ہے۔ بعض بو دار مالیکیول اس کی موجودگی میں اپنی بو کھو دیتے ہیں۔ اگر بڑے بڑے صنعتی ریفریجریٹروں میں ایسے برقی آلات نصب کئے جائیں جو آکسیجن کو اوزون میں تبدیل کریں، تو اس طرح حاصل ہونے والی اوزون جب دوبارہ آکسیجن میں تبدیل ہو گی تو ریفریجریٹر کے اندر کی بدبو رفع کر دے گی۔

اوزون کا اس کے علاوہ ایک استعمال یہ بھی ہے کہ اس سے شہری آبادی کے پینے کا پانی بھی صاف کیا جا سکتا ہے۔ اوزون کی قلیل مقدار کو ہوا کے ساتھ ملا کر پانی میں سے گزارا جائے تو اس سے جراثیم مر جاتے ہیں اور بعض کیمیائی مادے بھی دور ہو جاتی ہیں، جبکہ اوزون بذات خود آکسیجن میں تبدیل ہو جاتی ہے اور پانی میں اس کا کوئی اثر باقی نہیں رہتا۔

جب کوئی عنصر دو یا دو سے زائد حالتوں میں پایا جاتا ہے تو یہ حالتیں اس عنصر کی بہروپی اشکال کہلاتی ہیں۔ اوزون آکسیجن کی ایک بہروپی شکل ہے جو کہ شکل و شباہت میں آکسیجن سے مختلف ہے۔ یہ بے رنگ نہیں ہوتی بلکہ ہلکا نیلگوں رنگ رکھتی ہے۔ مائع اوزون کا رنگ گہرا نیلا بلکہ کسی حد تک سیاہ ہوتا ہے۔



ہائیڈروجن ـــــــ بلکا ترین عنصر

ہائیڈروجن کا شمار سادہ ترین عنصر میں ہوتا ہے۔ دوری جدول میں اسے پہلے نمبر پر رکھا گیا ہے کیونکہ اس کا جوہری نمبر 1 ہے۔ ہائیڈروجن کا ایٹم سب سے چھوٹا سب سے ہلکا اور اب تک کے معلوم ایٹموں میں سب سے سادہ ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ہائیڈروجن اب تک کائنات میں سب سے زیادہ مشاہدہ کی گئی ہے۔ اگرچہ زمین پر سب سے زیادہ مقدار میں آکسیجن ہے، لیکن زمین تو کائنات کا ایک بہت ہی چھوٹا سا حصہ ہے۔

ماہرین فلکیات کا کہنا ہے کہ کائنات میں نوے فی صد ایٹم ہائیڈروجن کے ہیں۔ مثلاً ہمارا سورج بھی کافی حد تک ہائیڈروجن ہی سے مشتمل ہے۔ یہی حال دوسرے ستاروں کا بھی ہے۔ دوسرے ستاروں کے درمیانی فاصلے میں بھی مہین سی ہائیڈروجن موجود ہوتی ہے۔

زمین پر ہائیڈروجن کی مقدار زیادہ نہیں ہے۔ زمین کی سب سے بیرونی پرت کے ایٹموں میں ہائیڈروجن صرف تین فی صد ہے اور زمین کے اندرونی حصے میں تو یہ مقدار غالباً اس سے بہت ہی کم ہے۔ تاہم خیال کیا جاتا ہے کہ ابتدائی دور میں زمین بھی کائنات کے دوسرے اجرام کی طرح ہائیڈروجن سے بنی ہوئی تھی۔ لیکن زمین کی یہ ہائیڈروجن رفتہ رفتہ

اس سے دور ہو گئی۔

ہائیڈروجن کے ایٹم بہت ہلکے ہوتے ہیں اور آکسیجن کے ایٹموں کی طرح یہ ایٹم بھی جوڑوں کی شکل میں رہتے ہیں۔ ہائیڈروجن کے دو ایٹموں کے ملنے سے بننے والے مجموعے کو مالیکیول کہا جاتا ہے۔ چنانچہ ہائیڈروجن کا مالیکیول اب تک کے معلوم تمام مالیکیولوں میں سب سے ہلکا ہوتا ہے۔ یہ اتنا ہلکا ہے کہ کسی بھی دوسرے مادے کا واحد ایٹم اس سے بڑا ہو گا۔

یہ تو ہم سب جانتے ہیں کہ کائنات میں کوئی بھی چیز ساکن نہیں۔ حرکت ہی میں ہر شے کی زندگی کا راز پنہاں ہے اور یہی حال مالیکیولوں کا ہے کہ یہ سب کے سب متحرک ہیں۔ اس میں کوئی شک نہیں کہ ٹھوس شے کے مالیکیول ایک جگہ پر بندھے ہوتے ہیں اور بظاہر حرکت نہیں کرتے۔ لیکن یہ ساکن ہوتے ہوئے بھی اپنی جگہ پر ہی تھرتھراتے رہتے ہیں اور ایک محدود حرکت میں "ٹھوٹ" دکھائی دیتے ہیں۔ ان کے مقابلے میں مائع کے مالیکیول آزادانہ طور پر حرکت کرتے ہیں اور ہی ادھر کے کرتے ہیں۔ لیکن گیس کے مالیکیول تو یوں سمجھ لیں کہ بالکل ہی آوارہ ہیں۔ انہیں کسی کی کوئی پروا ہی نہیں۔ جدھر منہ اٹھایا ادھر نکل گئے۔

ہوا کے اندر موجود آکسیجن کے مالیکیول عام درجہ حرارت پر چار میل فی منٹ کی رفتار سے بھی زیادہ تیزی سے حرکت کرتے ہیں۔ یہ مالیکیول مسلسل ایک دوسرے سے ٹکرا کر اپنی حرکت کی سمت بدلتے رہتے ہیں۔

جتنا کسی شے کا درجہ حرارت زیادہ ہو گا اتنی ہی زیادہ تیزی سے اس کے مالیکیول حرکت کریں گے یعنی ان کی رفتار بڑھ جائے گی۔ اس کی مثال آگ کی گرم بھٹی کے پاس کی ہوا ہے جو عام ہوا کی نسبت تیزی سے چلتی ہے اور اس کی رفتار قریب کے لوگوں کو کسی آلے کی مدد کے بغیر بھی محسوس ہوتی ہے۔

بڑے مالیکیولوں کی نسبت ہلکے مالیکیول زیادہ تیزی سے حرکت کرتے ہیں۔ عام درجہ حرارت پر ہائیڈروجن کے مالیکیول تقریباً سات میل فی منٹ کی رفتار سے حرکت کرتے ہیں۔ یہ ان کی اوسط رفتار ہے۔ ہو سکتا ہے کچھ مالیکیول اس سے زیادہ تیز اور کچھ

سست ہوں۔

کوئی بھی شے جو اتنی تیزی سے حرکت کرے زمین کی کشش کی حدود سے نکل کر گریز کر سکتی ہے۔ اگر ہوا میں اوپر کی جانب ایک پتھر پھینکا جائے تو یہ ایک خاص بلندی تک جائے گا پھر زمین کی کشش اسے واپس نیچے کھینچ لے گی۔ اگر اسے زیادہ زور سے پھینکا جائے تو یہ نیچے گرنے سے قبل پہلے کی نسبت زیادہ بلندی تک جائے گا۔ اسی طرح اگر بندوق سے ہوا میں اوپر کی جانب فائر کیا جائے تو گولی نیچے گرنے سے پہلے کئی میل تک اوپر جائے گی۔

اگر کسی چیز کو اس سے بھی زیادہ رفتار سے اوپر کی جانب پھینکا جائے، یعنی اتنی رفتار سے کہ وہ چیز زمین کی کشش کی حدود سے نکل جائے تو وہ شے دوبارہ زمین پر نہیں گرے گی۔ اس رفتار کو، جس سے کوئی چیز زمین کی کشش کی حدود سے نکل جائے، فرار کی رفتار (Escape Velocity) کہتے ہیں۔

ہائیڈروجن کے مالیکیولوں کی رفتار بہت حد تک فرار کی رفتار کے قریب تر ہے۔ یہی وجہ ہے کہ زمین کی فضا میں ہائیڈروجن کے بہت سے مالیکیول تھے۔ زمین کی حدود سے نکل کر خلا میں نفوذ کر گئے۔ خیال ہے کہ زمین جب اپنے ابتدائی دور میں تھی تو آج کی نسبت بہت زیادہ گرم تھی۔ ایسے ماحول میں ہائیڈروجن کے تمام مالیکیول جو زمین کی فضا میں تھے بڑی تیزی سے زمین کو داغ مفارقت دے گئے اور اوپر کی فضاؤں میں چلے گئے۔

اب زمین کی فضا میں عملی طور پر ہائیڈروجن بالکل نہیں رہی۔ زمین پر جو تھوڑی بہت ہائیڈروجن ہم پاتے ہیں وہ بھی دراصل اس لیے موجود ہے کہ وہ بڑے بڑے اور بوجھل ایٹموں کی وجہ سے مالیکیولوں میں بندھی ہوئی ہے۔

آکسیجن کا مالیکیول ہائیڈروجن کے مالیکیول کی نسبت سولہ گنا زیادہ وزنی ہوتا ہے۔ اسی لیے اس کی حرکت کی رفتار بہت کم ہے۔ یعنی فرار کی رفتار سے بھی بہت کم ہے۔ یہی وجہ ہے کہ آکسیجن زمین کی فضا سے آزاد نہیں ہو سکتی۔ یہ فضا ہی میں موجود رہے گی۔

کچھ سیارے زمین سے بڑے بھی ہیں اور زیادہ وزنی بھی۔ ظاہر ہے ان کی کشش کی قوت زیادہ ہوگی۔ ایسے سیاروں پر کسی مالیکیول کو فرار اختیار کرنے کے لئے زیادہ رفتار چاہیے ہوگی۔ زیادہ ایسا ہی ایک سیارہ مشتری ہے جس کی کشش زمین کی کشش سے اڑھائی گنا زیادہ ہے۔ یہاں ہائیڈروجن کے مالیکیول زمین کی نسبت آہستگی سے حرکت کرتے ہیں کیونکہ مشتری زمین سے سرد تر سیارہ ہے۔ اس لیے مشتری کی فضا میں موجود ہائیڈروجن کی فرار کی رفتار سے حرکت نہیں کرتے۔ یہی وجہ ہے کہ مشتری کی فضا میں ہائیڈروجن کی بہت زیادہ مقدار موجود ہے۔ دوسرے بڑے سیاروں مثلاً زحل، یورینس (Uranus) اور نیپچون (Neptune) کا بھی یہی حال ہے۔

کچھ سیارے زمین سے چھوٹے بھی ہیں۔ ظاہر ہے ان کی کشش زمین کی کشش سے کم ہوگی۔ مریخ ایسا ہی سیارہ ہے اور اس کی کشش زمین کی کشش کا 2/5 ہے۔ اس کی فضا میں سے ہائیڈروجن بہت سی گیسیں خارج ہو چکی ہیں اور جو کچھ بچا ہے وہ ایک باریک سی تہ ہے۔ ہمارا چاند جو مریخ سے بھی چھوٹا ہے، اس کی کشش زمین کی کشش کا چھٹا حصہ ہے۔ اسی لیے اس کے گرد فضا بالکل ختم ہو گئی ہے۔ وہاں سے سب کچھ کھنچ گیا اور ساری گیسیں فرار ہو گئیں۔

چہم زمین کے خصوص قشر میں تھوڑی سی ہائیڈروجن موجود ہے۔ سمندر میں ہر تین ایٹموں میں سے دو ایٹم ہائیڈروجن کے ہیں۔ ہمیں زمین کی کشش کا شکر گزار ہونا چاہیے کہ اس نے ہمارے لیے اتنی سی بھی ہائیڈروجن رہنے دی ہے۔ کیونکہ ہائیڈروجن ایک ایسا عنصر ہے جو زندہ بافتوں کے لئے ضروری ہے۔ اس کا اندازہ اس امر سے لگائیں کہ ہمارے جسم میں ہر پانچ ایٹموں میں سے تین ایٹم ہائیڈروجن کے ہیں۔

عام درجہ حرارت پر ہائیڈروجن آکسیجن کی طرح ایک گیس ہے اور اس درجہ حرارت پر بھی گیس ہی رہتی ہے جس پر آکسیجن مائع بن جاتی ہے۔ بہت ہی کم درجہ حرارت پر ہائیڈروجن پہلے ایک مائع کی شکل اختیار کرتی ہے اور پھر مزید ٹھنڈا ہونے پر ٹھوس بن جاتی ہے۔

ہائیڈروجن گیس اب تک معلوم اشیا میں سب سے ہلکی چیز ہے۔ ایک عام ہائیڈ

کمرے میں موجود ہوا کا وزن تقریباً 68 کلو گرام ہوتا ہے۔ اگر ایسے ہی کسی کمرے میں ہوا کے بجائے ہائیڈروجن بھری ہو تو اس کا وزن صرف ساڑھے چار کلو گرام ہوگا۔

اسی طرح مائع ہائیڈروجن تمام مائعات سے ہلکی ہوتی ہے اور ٹھوس ہائیڈروجن سے ہلکا کوئی ٹھوس دیکھنے میں نہیں آیا۔ ایک لٹر پانی کا وزن عام حالات میں ایک کلو گرام ہوتا ہے جبکہ ایک لٹر مائع ہائیڈروجن کا وزن صرف 70 گرام ہوگا۔

ہائیڈروجن کا ہلکا ترین ہونا اس کی سب سے عجیب و غریب خاصیت ہے۔ لکڑی پانی میں اس لیے تیرتی ہے کہ یہ پانی سے ہلکی ہوتی ہے۔ اسی طرح ہائیڈروجن جیسی کوئی بھی شے جو ہوا سے ہلکی ہو، اس میں تیرے گی۔ اگر کسی غبارے میں ہائیڈروجن بھر کر چھوڑ دیا جائے تو یہ اوپر بلند ہونے لگے گا اور اگر اس غبارے کی نچلی جانب کچھ وزن لٹکایا جائے تو غبارہ اس وزن کو بھی اوپر اٹھائے گا۔ غبارہ جتنا بڑا ہوگا اتنا ہی زیادہ وزن اٹھا سکے گا۔ اگر کوئی غبارہ زیادہ بڑا ہوگا تو ایک آدمی کو بھی اوپر اٹھا سکے گا۔

جوں جوں بلندی کی طرف جائیں، ہوا ہلکی ہوتی جانے کی اس لئے کچھ بلندی پر جانے کے بعد اس غبارے کے اوپر چڑھنے کی رفتار کم سے کم تر ہوتی جائے گی۔ آخر کار ایک مقام پر یہ رک جائے گا۔ اب اگر اس مقام پر اس سے لٹکا ہوا وزن کچھ کم کر دیا جائے تو یہ تھوڑا سا اور بلند ہو جائے گا اور اگر اس غبارے میں سے کچھ ہائیڈروجن نکال دی جائے تو یہ آہستہ آہستہ نیچے آنے لگے گا۔

اس قسم کے غبارے کوئی نئی ایجاد نہیں۔ اس طرح کا ایک بڑا غبارہ جو لوگوں کو بھی اٹھا سکتا تھا سب سے پہلے 1783ء میں فرانس کے مونٹ گولفیئر برادران نے بنایا جن کے نام جوزف اور جیکوئس تھے۔ انہوں نے ہائیڈروجن کے بجائے گرم ہوا، جو ٹھنڈی ہوا سے ہلکی ہوتی ہے، استعمال کی۔ تاہم اس کے چند مہینوں کے بعد کچھ لوگوں نے ان غباروں میں ہائیڈروجن بھی بھر نا شروع کر دی۔

عام غبارے ہوا میں اِدھر اُدھر بالکل اسی طرح اڑتے پھرتے ہیں جس طرح لکڑی کا ایک ٹکڑا پانی کی سطح پر بے چارگی سے تیرتا پھرتا ہے۔ اس کی حرکت مکمل طور پر

پانی کی صورں کے رحم و کرم پر ہوتی ہے۔ اگر کوئی اتنا بڑا غبارہ بنا لیا جائے جس کے ساتھ
تیل بھی لے جایا جا سکے اور اس کے آگے موٹر سے چلنے والا ایک پنکھا بھی لگا دو تو ایسے
غبارے کو پانی میں چلنے والی موٹر بوٹ کی طرح ہوا میں اپنی مرضی کی سمت میں موڑا جا سکتا
ہے اور اپنی مرضی کے مقام پر لے جایا جا سکتا ہے۔ موٹر سے چلنے والے اس طرح کے
غبارے کو جہاز نما غبارہ (Drigble Balloon) کہتے ہیں۔

اس طرح کا جہاز نما غبارہ سب سے پہلے 1900 میں کاؤنٹ زیپلین نامی جرمنی
کے ایک شخص نے بنایا۔ اس نے ریشمی تھیلا یا کسی دوسرے کپڑے کا تھیلا استعمال
کرنے کے بجائے دھوئیں سے سیاہ کی شکل کا ایک بڑا سا ڈھانچہ بنایا اور اس میں
ہائیڈروجن سے بھرے ہوئے تھیلے رکھے۔

1930 کے عشرے میں اس طرح کے سیگار کی شکل کے جہاز نما غبارے کافی
دلچسپی کا باعث بنے۔ امریکہ، برطانیہ، فرانس، اٹلی اور خاص طور پر جرمنی نے اس قسم کے کل
ایک سو پچاس جہاز بنائے۔ ان میں سب سے بڑا اور سب سے زیادہ سہولت جلدنگ کی بلندی سے بھی
زیادہ بڑا تھا۔ ان غبارہ نما جہازوں کے نیچے گروں کی طرح کے بڑے تھیلے ہوتے تھے۔ یہ
بڑے بظاہر اس جہاز کی نسبت بھونے لگتے تھے لیکن ان میں سو پاس بھی زیادہ لوگ سما
سکتے تھے۔ اس قسم کا سب سے کامیاب جہاز جس کا نام Graf Zeppeln تھا، جرمنی میں
بنایا گیا تھا۔ اس جہاز نے متعدد براعظموں کے آر پار بہت سے چکر لگائے اور پوری دنیا کا بھی
ایک چکر لگایا۔

اس دور کا سب سے بڑا غبارہ نما جہاز بھی جرمنی کا بنا ہوا تھا۔ اس کا نام
Hindenburg تھا۔ یہ جہاز اپنے ہی تھیلوں کے اندر بھری ہوئی ہائیڈروجن کے بھڑک
اٹھنے سے جل کر تباہ ہو گیا تھا۔

ہائیڈروجن کافی حد تک ایک متعامل گیس ہے۔ اس کے مالیکیول آکسیجن کے
مالیکیولوں کے ساتھ تعامل کرتے ہیں اور اس دوران توانائی خارج ہوتی ہے۔ یہ توانائی زیادہ تر
حرارت کی شکل میں ظاہر ہوتی ہے اور تھوڑی سی مقدار میں روشنی کی شکل میں بھی نکلتی
ہے۔ دوسرے لفظوں میں ہائیڈروجن آکسیجن میں (یا ہوا میں) جلتی ہے اور اس سے گرم

روشنی والی نیلا شعلہ پیدا ہوتا ہے۔

اکثر لوگوں نے ہائیڈروجن کا یہ شعلہ دیکھا ہوگا۔ کیونکہ گھروں میں بھورنسن جو
گیس جلتی ہے اس میں ہائیڈروجن موجود ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن کے جلنے سے پیدا ہونے
والی حرارت کا کھانا پکانے میں استعمال اس کے اچھے استعمالات میں سے ایک ہے۔

طبی مقصد میں خاص طور پر خاص ہائیڈروجن کا محدود استعمال ہوتا ہے۔
دھات کے ایک سلنڈر میں خاص ہائیڈروجن دباؤ کے ساتھ بھری ہوتی ہے۔ اس سلنڈر سے
ایک پائپ کے ذریعے یہ گیس نکلتی ہے اور ایک دوسرے سلنڈر سے خاص آکسیجن ایک
پائپ کے ذریعے نکلتی ہے۔ یہ دونوں پائپ ایک مقام پر ایک دوسرے سے ملتے ہیں۔ اس
طرح سے دونوں گیسیں اپنے اپنے پائپ کے سرے پر ایک دوسرے سے ملتی ہیں۔ اب اگر
گیسوں کے اس آمیزے کو دیا سلائی دکھائی جائے تو یہ بہت زیادہ گرم شعلے سے جلنے لگیں
گی۔ اس قسم کے سامان کو آکسی ہائیڈروجن مشعل (Oxy hydrogen torch) کہتے
ہیں۔ یہ شعلہ اتنا گرم ہوتا ہے کہ لوہے کو ایسے کاٹتا ہے جیسے گرم پھری مکھن کی ٹکیہ کو
کاٹ رہی ہو۔ ایسی مشعلیں بڑی بڑی فولادیوں اور سٹیل ملوں میں استعمال ہوتی ہیں اور بڑی
عمارتوں کی تعمیر میں بھی اس کی کبھی کبھار ضرورت پڑ جاتی ہے۔ ان مشعلوں پر کام
کرنے والے لوگوں کو خصوصی نقاب (Mask) اور حفاظتی لباس پہننا پڑتا ہے، کیونکہ
گرم سرخ دھات سے چاروں طرف سخت حدت خارج ہوتی ہے اور بعض اوقات یکایک
چنگاریاں بھی بھوٹنے لگتی ہیں۔ گیس ویلڈنگ میں جلنے والی ایسی گیسیں میں بھی
دراصل ہائیڈروجن ہی جلتی ہے۔

میزائلوں میں استعمال ہونے والے ایندھن مثلاً مٹی کے تیل یا کیروسین وغیرہ میں
بھی تھوڑی بہت ہائیڈروجن ہوتی ہے۔ یہ ایندھن مائع آکسیجن کے ساتھ شدت سے جلتے ہیں
اور اس سے میزائلوں کو حرکت کے لیے درکار توانائی حاصل ہوتی ہے۔ اس میں مائع ایندھن
کے بجائے مائع ہائیڈروجن بھی استعمال ہو سکتی ہے۔ بلکہ مائع ہائیڈروجن زیادہ تیزی سے
جلتی ہے۔ لیکن ہائیڈروجن گیس کو مائع میں تبدیل کرنا اور جلنے کے وقت تک اس کو مائع
رکھنا بجائے خود ایک مسئلہ ہے۔ کیونکہ ہائیڈروجن بہت ہی کم درجہ حرارت پر مائع میں تبدیل

ہوتی ہے۔

یہاں تک تو درست ہے کہ جب زیادہ حرارت چاہیے ہو تو ہائیڈروجن گیس جلائی۔ لیکن ذرا تصور کریں کہ جب اسے نہ جلانا مقصود ہو تو بھی یہ بھڑک اٹھے تو یہ کتنا خطرناک مرحلہ ہو گا۔ مثلاً غبارہ نما ہوائی جہاز میں اس کی اتنی زیادہ مقدار اس کو جلانے کے لئے تو نہیں بھری جاتی۔ لیکن یہاں بھی ہر وقت یہی دھڑکا لگا رہتا ہے کہ کہیں گیس غبارے میں سوراخ نہ ہو جائے اور وہاں سے گیس نہ خارج ہونا شروع ہو جائے۔ اگر یہاں سے ذرا سی بھی گیس نکلے گی تو نیچے بندھے ہوئے کمرہ نما جگہوں تک پہنچ جائے گی۔ یہاں اسے کسی بھی وجہ سے بڑی آسانی سے آگ لگ سکتی ہے جو جڑ کر رہنے والے تمام سواروں کو اپنی لپیٹ میں لے سکتی ہے۔ دراصل دو حصے ہائیڈروجن اور ایک حصے آکسیجن کا آمیزہ زبردست دھماکے سے پھٹتا ہے۔ اس لیے اس نسبت کے گیسی آمیزے کو دھماکہ دار گیسی آمیزہ کہتے ہیں۔

یہی وجہ تھی کہ جب تک ہائیڈروجن کا متبادل دریافت نہ کر لیا گیا، ایسے غبارہ نما جہازوں میں سفر کے دوران آگ کے بارے میں بہت سختی کی جاتی تھی۔ یعنی کسی مسافر کو تمباکو نوشی کی قطعاً اجازت نہیں ہوتی تھی اور دوران سفر کسی بھی قسم کی آگ یا چنگاری کا تصور تک بڑی حماقت سمجھا جاتا تھا۔ حتیٰ کہ مسافروں کے جوتوں کے تلووں میں کیلوں تک کا ہونا گوارا نہ کیا جاتا تھا کیونکہ جوتوں کے فرش پر رگڑنے سے چنگاری کا پیدا ہونا بعید از امکان نہیں ہوتا۔

اسی طرح کا ایک واقعہ 6 مئی 1937ء کو پیش آیا۔ ایک بہت بڑا غبارہ نما جہاز ہنڈن برگ (Hinden burg) نیو جرسی میں جب اپنے اڈے پر اترنے کی تیاری کر رہا تھا تو تمام احتیاطی تدابیر کے باوجود کہیں سے آنے والی ایک چنگاری نے سارے جہاز کو شعلوں کے سپرد کر دیا اور دیکھتے ہی دیکھتے پورا جہاز راکھ کا ڈھیر بن گیا۔ غبارہ نما جہازوں کی تاریخ میں یہ آخری جہاز تھا جس نے پرواز کی۔ اس کے بعد نہ تو اس سے بڑا جہاز کہیں بنایا گیا اور نہ ہی کسی نے اس بارے میں سوچا۔ اب اس کی جگہ ہوائی جہازوں نے لے لی ہے۔

آگ کا خطرہ بھی بڑا خطرہ ہے اور ہائیڈروجن کے استعمال میں یہ واحد خطرہ نہیں

اور بھی بہت سے خطرات ہیں۔ جب تک آکسیجن یا ہوا میں وقت کے ساتھ ساتھ تھوڑی تھوڑی ہائیڈروجن شامل ہوتی رہے، تب تک آگ کا شعلہ بے قابو نہیں ہو گا۔ اگر ہائیڈروجن اور آکسیجن گیس خوب اچھی طرح ملی ہوئی بھی ہو تو عام حالات میں اسے خود بخود آگ نہیں لگے گی۔ ہاں اگر چھوٹی سی چنگاری ہائیڈروجن اور آکسیجن کے اس آمیزے میں سے تھوڑی سی مقدار کا درجہ حرارت بڑھا دے تو اس تھوڑی سی جگہ میں موجود ہائیڈروجن اور آکسیجن کے مالیکیول آپس میں ملاپ کر لیں گے۔ اس ملاپ سے جو توانائی پیدا ہو گی وہ نزدیکی مالیکیولوں کے ملاپ کے لیے کافی ہو گی اور اسی طرح ان سے نکلنے والی توانائی اگلے نزدیکی مالیکیولوں کو ملاپ کے لئے اکسائے گی۔ یوں چند ثانیوں میں تمام مالیکیول ملاپ کر لیں گے اور ایک زبردست دھماکہ ہو گا۔

کسی بھی آتش گیر مادے کو، خواہ وہ گیس کی شکل میں ہو یا مائع یا ٹھوس پاؤڈر کی شکل میں، جب ہوا کے ساتھ ملایا جائے تو دھماکہ ہو سکتا ہے۔ اس قسم کی عام ترین اشیاء میں سوئی گیس بھی ہے۔ اس میں ہائیڈروجن کے کافی ایٹم ہوتے ہیں۔ اس کے علاوہ دوسرے عناصر کے ایٹم بھی ہوتے ہیں لیکن وہ تعداد میں تھوڑے ہوتے ہیں۔ تاہم ان عناصر کے ایٹم بھی تقریباً اتنے ہی خطرناک ہوتے ہیں۔ اگر گیس کے چولہے کو کھولا جائے اور اسے شعلہ دکھانے سے پہلے چند لمحے تک کھلا ہی رہنے دیا جائے، پھر اسے دیا سلائی دکھائی جائے تو معمول کے مطابق جلنے سے پہلے چولہے سے ہلکی سی ایک آواز پیدا ہو گی۔

اگر گیس کو کچھ دیر کھلا چھوڑ دیا جائے تو یہ آہستہ آہستہ کمرے کی ہوا میں مدغم ہوتی جائے گی۔ اب اگر اس کمرے میں کوئی دیا سلائی جلائے یا کوئی شخص سلگتا سگریٹ لے کر آ جائے تو گیسوں کا یہ آمیزہ جونہی چنگاری کو مس کرے گا فوراً ایک دھماکہ ہو گا اور پورا کمرہ دھماکے سے اڑ جائے گا۔ اس دھماکے سے آدمی بھی مر جائے گا۔ اس لیے اگر آپ کو پتہ چلے کہ کسی جگہ سے گیس لیک ہو رہی ہے تو کبھی بھول کر بھی اس جگہ دیا سلائی یا سلگتا سگریٹ نہ لے جائیں۔ کچھ لوگ یہ دیکھنے کے لیے کہ گیس کس جگہ سے لیک ہو رہی ہے، دیا سلائی جلاتے ہیں جو بہت خطرناک ہے۔ اسی طرح پٹرول پمپ یا پٹرول کی ٹینکی میں بھی لیک کا مقام تلاش کرنے کے لیے دیا سلائی جلانا خطرے سے خالی نہیں۔ جب کوئی شخص کوئی آتش گیر خشک شو (Dry cleaner) استعمال کر رہا ہو تو اس وقت اسے بھی

تہا کو نوشی سے پرہیز کرنا چاہیے۔

ہائیڈروجن کا ایک اور استعمال بھی ہے جس میں اس کی جلنے کی خاصیت یا روشنی پیدا کرنے کا کوئی دخل نہیں۔ یہ استعمال نباتاتی تیل کی گوانئی کو بہتر بنانا ہے۔ مثلاً بنولے کا تیل سستا ہوتا ہے اور یہ کافی مقدار میں پیدا بھی کیا جاسکتا ہے۔ لیکن مکھن، حیوانی چربی اور زیتون کے تیل کی طرح اس کو کھانا پکانے میں استعمال نہیں کیا جاسکتا۔ کیونکہ اس کی ایک خصوص اور ناخوشگوار بو ہوتی ہے۔ بنولے کے تیل کے ایک مالیکیول میں ہائیڈروجن کے کافی ایٹم ہوتے ہیں۔ عام طور پچاس سے بھی زیادہ۔ لیکن اس کے باوجود اس میں مزید ہائیڈروجن ایٹم داخل کیے جانے کی گنجائش موجود ہوتی ہے۔ اگر ہائیڈروجن گیس کو بند خصوص شرائط کے ساتھ اس تیل میں ملایا جائے تو اس کے مالیکیول ہائیڈروجن کے ایٹموں کو اپنے اندر ضم کرلیں گے۔ یوں بننے والے یہ نئے مالیکیول اپنی پوری استطاعت کے مطابق ہائیڈروجن کے ایٹموں کو اپنے اندر جذب کر لیتے ہیں۔ اب یہ گھی کے مالیکیول بن جاتے ہیں۔ اس شکل میں بنولے کا تیل صاف، بے بو اور بے ذائقہ ہو جاتا ہے اور کھانے پکانے کے لیے بہتر ہو جاتا ہے۔ نباتاتی تیل سے اس طرح گھی بنانے کے عمل کو ہائیڈروجنیت (Hydrogenation) کہتے ہیں۔

کیمیادانوں نے ہائیڈروجن کی جو خاصیت سب سے پہلے محسوس کی، وہ اس کا جلنے کا انداز تھا۔ سب سے پہلے ایک برطانوی کیمیا دان ہنری کیونڈش نے 1766ء میں ہائیڈروجن گیس تیار کی اور اس کے خواص کا مطالعہ کیا۔ تاہم اس کا یہ نام پندرہ سال بعد لیوازیے (Lavoisier) نے تجویز کیا۔ آکسیجن کا نام بھی اسی نے تجویز کیا تھا۔ اس نے اس کا نام ہائیڈروجن رکھا جو ایک یونانی لفظ سے ماخوذ ہے اور اس کا مطلب "پانی پیدا کرنے والی" ہے۔ یہ نام اس لحاظ سے موزوں ہے کہ یہ ہائیڈروجن کی خاصیت سے مطابقت رکھتا ہے کہ جب یہ آکسیجن کے ساتھ مل کر جلتی ہے تو پانی بناتی ہے۔ اگر ہائیڈروجن کے شعلے کے اوپر شیشے یا چینی کی ایک ٹھنڈی پلیٹ لے جائی جائے تو اس پر مائع کے قطرے نظر آئیں گے۔ اگر کوئی کیمیادان اس مائع کا تجزیہ کرے تو پتہ چلے گا کہ یہ خالص پانی ہے۔

جب ہائیڈروجن کے مالیکیول آکسیجن کے مالیکیولوں سے ملاپ کریں گے تو نئی

قسم کے مالیکیول بنیں گے۔ یہ مالیکیول پانی کے ہوں گے اور ان میں سے ہر مالیکیول ہائیڈروجن کے دو ایٹموں اور آکسیجن کے ایک ایٹم پر مشتمل ہو گا۔

اگرچہ پانی ہمارے لئے ایک عام سی چیز ہے اور ہم اسے کچھ اہمیت نہیں دیتے لیکن حقیقت یہ ہے کہ یہ ایک بہت بڑی نعمت ہے جس کے خواص پر مزاروں کتابیں لکھی جاچکی ہیں اور لاکھوں لکھی جاسکتی ہیں۔ زندگی کے لئے یہ کس قدر اہم ہے اس کا اندازہ اس بات سے لگائیں کہ انسانی جسم کا ساٹھ فی صد وزن صرف اور صرف پانی کی وجہ سے ہے۔

اور ہاں یہ پانی کے مالیکیول ہی ہیں جن کی وجہ سے انسانی جسم میں دوسری قسم کے تمام ایٹموں کی نسبت ہائیڈروجن کے مالیکیول زیادہ ہیں۔

چونکہ ہائیڈروجن اور آکسیجن باہم ملاپ کر کے پانی بناتی ہیں، اس لئے اس کا مطلب یہ ہوگا کہ پانی کے مالیکیول کو توڑ کر آکسیجن اور ہائیڈروجن پیدا کی جاسکتی ہے۔ اس غرض کے لئے پانی میں دھات کے دو تار ڈبو کر ان میں سے برقی رو گزاری جائے گی (اس عمل کی چند خصوص شرائط ہوں گی جن کا یہاں ذکر مناسب نہیں)۔ ایک تار کے گرد آکسیجن گیس اکٹھی ہو جائے گی اور دوسری کے گرد ہائیڈروجن گیس۔ ان تاروں کو برقیے (Electrodes) اور پانی بھاڑنے کے اس عمل کو برق پاشیدگی (Electrolysis) کہتے ہیں۔

مختلف صنعتوں میں ہائیڈروجن کی طلب پانی کی اسی طرح برق پاشیدگی سے پوری کی جاتی ہے۔ پانی کی پاشیدگی آکسیجن کے حصول کا بھی دوسرا اہم ذریعہ ہے۔ آکسیجن کے حصول کا پہلا اہم ذریعہ مائع ہوا کی تکسیر (Fractionation) ہے۔

ہائیڈروجن کے حصول کا ایک قدیم طریقہ اسے تیزابوں سے حاصل کرنا بھی ہے جس کا ذکر پہلے ہو چکا ہے۔ تمام تیزابوں میں ہائیڈروجن کے ایٹم ہوتے ہیں جو اس فارمولے میں قدرے ڈھیلے بندھے ہوتے ہیں۔ کسی تیزاب میں ہائیڈروجن کے یہ ایٹم جتنے زیادہ ڈھیلے بندھے ہوں، وہ تیزاب اتنا ہی زیادہ طاقتور کہلاتا ہے۔ اگر کسی تیزاب میں کوئی موثر دھات ڈالی جائے تو تیزاب اس دھات سے ملاپ کرلے گا اور ہائیڈروجن کے

ایٹموں کو آزاد کر دے گا۔ اس طرح آزاد ہونے والے یہ ایٹم باہم مل کر ہائیڈروجن گیس کے مالیکیول بنائیں گے اور یوں ہائیڈروجن گیس کے طور پر خارج ہوں گے۔ موٹر گاڑیوں میں جو بیٹری استعمال ہوتی ہے اس میں ایک تیزاب اور دھات کی پلیٹیں ہوتی ہیں اور بعض اوقات ان میں ہائیڈروجن گیس اکٹھی ہوتی رہتی ہے۔ جو لوگ بیٹریوں میں پانی کی سطح دیکھنے کے لئے دیا سلائی جلاتے ہیں وہ کسی دن اس کے نتیجے میں ہونے والے دھماکے سے زخمی ہو جائیں گے۔ تب انہیں اپنی غلطی کا احساس ہو گا۔

ہائیڈروجن اور آکسیجن کے مالیکیولوں کے ملنے سے صرف پانی ہی نہیں بنتا بلکہ ایک اور مرکب بھی بنتا ہے جسے ہائیڈروجن پر اکسائڈ کہتے ہیں۔ جیسے آکسیجن گیس کے مالیکیول میں آکسیجن کا ایک اور ایٹم ملا دیا جائے تو آکسیجن کے تین ایٹموں پر مشتمل مالیکیول اوزون کہلاتا ہے۔ اسی طرح اگر پانی کے مالیکیول میں آکسیجن کے ایک اور ایٹم کا اضافہ کر دیا جائے تو ایک غیر مستحکم اور متقابل مالیکیول بنے گا۔ یہ ہائیڈروجن پر اکسائڈ ہے۔

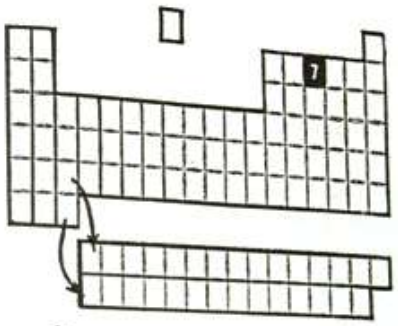
ہائیڈروجن پر اکسائڈ کے ایک مالیکیول میں دو ایٹم ہائیڈروجن کے اور دو ایٹم آکسیجن کے ہوتے ہیں۔ یہ مرکب بعض لحاظ سے اوزون سے ملتا جلتا ہے۔ کیونکہ یہ بھی آکسیجن کا اضافی ایٹم، جتنی جلدی ممکن ہو، چھوڑنے کی کوشش کرتا ہے۔ اوزون کی طرح یہ رنگوں کی کاٹ کا باعث بھی ہے اور رنگ اڑانے کا عامل بھی۔ یہ اسی طرح بیکٹیریا کو ہلاک کرتا ہے جیسے اوزون۔ ہائیڈروجن پر اکسائڈ اتنا زیادہ متقابل مرکب ہے کہ اسے زخموں اور تار بیدہ کو توانائی فراہم کرنے والے آمیزے میں استعمال کیا جا چکا ہے۔

ہائیڈروجن پر اکسائڈ کو پانی کے ساتھ ملا کر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس سے یہ محفوظ تر ہو جاتا ہے اور اتنا خطرناک نہیں رہتا۔ میڈیکل سٹوروں اور کیمیکلز کی دوکانوں سے دستیاب ہونے والا ہائیڈروجن پر اکسائڈ دراصل تین فی صد خالص ہوتا ہے اور اس میں ستانوے فی صد پانی ہوتا ہے۔ بلوٹ کا سن کر گھبرا نہ جائیے گا، یہ بلوٹ آپ کے اور ہمارے علاوہ میں ہے۔ اگر یہ خالص ہوتا تو اتنا طاقتور ہوتا کہ اس کا استعمال مشکل ہو جاتا۔

روشنی اور حرارت سے ہائیڈروجن پر اکسائڈ ٹوٹ کر عام پانی میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اسی لیے کیمیکلز بنانے والے ادارے اس کو کسی گہرے شربتی یا گہرے نیلے رنگ

کی بوتل میں پیک کرتے ہیں تاکہ روشنی اس تک نہ پہنچ سکے۔ اس شیشی کے لیبل پر لکھا ہو گا "ٹھنڈی اور سایہ دار جگہ پر رکھیے"۔

بعض اوقات کسی کٹی ہوئی جگہ پر ہائیڈروجن پر اکسائڈ لگایا جاتا ہے تاکہ اس سے زخم بنانے والے بیکٹیریا ہلاک ہو جائیں اور کٹا ہوا مقام زخم بننے سے محفوظ ہو جائے۔ بعد ازاں خون میں ایک مادہ ہے جو ہائیڈروجن پر اکسائڈ بڑی تیزی سے توڑ کر پانی اور آکسیجن میں تبدیل کر دیتا ہے۔ اگر آپ نے کبھی کسی کٹی ہوئی جگہ پر ہائیڈروجن پر اکسائڈ لگایا ہو تو آپ کو یاد ہو گا کہ اس جگہ پر جھاگ سا بن جاتا ہے جو بعد میں سفید رنگ اختیار کر لیتا ہے۔ یہ جھاگ اس آکسیجن گیس سے بنتا ہے جو ہائیڈروجن پر اکسائڈ کے تیزی سے ٹوٹنے پر پیدا ہوتی تھی۔



نائٹروجن ـــــــ بے جان عنصر

یہ تو آپ کو معلوم ہو ہی چکا ہے کہ ہوا کا پانچواں حصہ آکسیجن پر مشتمل ہوتا ہے، جبکہ باقی چار حصوں میں زیادہ تر نائٹروجن ہوتی ہے۔ دوری جدول میں اس عنصر کو ساتویں نمبر پر رکھا گیا ہے۔

1770ء کی دہائی میں آکسیجن کی دریافت کے ساتھ ہی کیمیا دانوں نے ہوا میں موجود اس دوسری گیس کا بھی پتہ چلایا تھا۔ یہ گیس جلنے میں مدد نہیں دیتی۔ ایک برتن میں جلتی ہوئی موم بتی ہوا کے آکسیجن والے پانچویں حصے کے ختم ہونے پر بجھ جاتی ہے، جس سے یہ ثابت ہوتا ہے کہ آکسیجن کے استعمال کے بعد بچی ہوئی اس ہوا کی موجودگی میں موم بتی نہیں جلتی۔ اسی طرح یہ جاندروں کو زندہ رکھنے میں بھی مدد گار ثابت نہیں ہوتی کیونکہ بند برتن میں رکھے ہوئے چوہے ہوا کی آکسیجن ختم ہونے کے بعد دم گھٹنے سے مر جاتے ہیں۔

1772ء میں شیلے نے ہوا کی اس دوسری گیس کو "زہریلی ہوا" کا نام دیا اور لیوازے نے اسے ازوٹ (Azote) کے یونانی نام سے یاد کیا جس کے معنی ہیں "بے

جان"۔ لیوازے کے استعمال کردہ نام کو اب تک نائٹروجن کے بعض مرکبات کے ساتھ لگایا جاتا ہے۔ ان مرکبات کو ازیو (Azo) مرکبات کے نام سے پہچانا جاتا ہے۔ نائٹروجن کے معنی ہیں "نائٹر پیدا کرنے والا"۔ اس کا یہ نام اس لیے ہے کہ بلٹ پانے جانے والے معدن نائٹر (شورہ) کے مالیکیولوں میں یہ موجود ہوتی ہے۔

یہ بات یاد رہے کہ نائٹروجن زہریلی نہیں کیونکہ ہوا کا چار بٹا پانچ حصہ اس گیس پر مشتمل ہوتا ہے اور ہم مسلسل سانس کے ذریعے اسے اندر اور باہر کھینچتے رہتے ہیں۔ بہر عام حالات میں یہ ہمیں کوئی ضرر نہیں پہنچاتی۔ ہم خالص نائٹروجن میں اس لئے زندہ نہیں رہ سکتے کہ زندہ رہنے کے لئے ہمیں آکسیجن کی ضرورت ہوتی ہے۔ لہٰذا نائٹروجن کی موجودگی نہیں بلکہ آکسیجن کی کمی ہماری موت کا باعث بنتی ہے۔ اسی طرح ہائیڈروجن بھی دم گھونٹنے والی گیس ضرور ہے مگر زہریلی نہیں۔

نائٹروجن بالبتہ ایک لحاظ سے ہمارے لئے ضرر رساں ثابت ہو سکتی ہے۔ وہ اس طرح کہ پانی اور چکنائی اشیاء میں یہ گیس قدرے حل پذیر ہے۔ اس خاصیت کی بنا پر جب یہ غوطہ خوروں کے ذریعے ہمارے خون اور پٹھوں میں پہنچتی ہے تو ان میں تھوڑی سی حل ہو جاتی ہے۔ عام حالات میں اس کی یہ حل پذیری ضرر رساں نہیں ہے اور نہ ہی یہ کسی اور قسم کی پیچیدگی کا پیش خیمہ ثابت ہوتی ہے۔ لیکن جب نائٹروجن کو دباؤ کے تحت استعمال کیا جائے تو اس کی حل پذیری بڑھ جاتی ہے۔ دباؤ کے تحت اس کے استعمال کی ضرورت اس وقت پڑتی ہے جب کسی دریا کے نیچے سرنگ تعمیر کرنے کے لئے مزدوروں کو ہمہ غواصی (Diving bells) میں کام کرنا ہوتا ہے۔ زیر تعمیر جگہ سے پانی باہر نکالنے کے لئے ہوا کا دباؤ بڑھانا پڑتا ہے جس کی وجہ سے یہاں پر کام کرنے والے لوگوں کے جسموں میں زائد نائٹروجن حل ہو جاتی ہے۔ بہر جب تک یہ نائٹروجن محلول حالت میں ہو تو بھی ضرر رساں نہیں ہوتی۔ مگر جب ان افراد کو دریا کے نیچے سے سطح زمین پر لایا جاتا ہے اور ہوا کا دباؤ یکدم معمول پر آجاتا ہے، تو ان کے خون اور پٹھوں میں زائد نائٹروجن محلول کی حالت میں نہیں رہتی بلکہ یہ نائٹروجن ان کے جوڑوں اور خون کی نالیوں وغیرہ میں محلول سے الگ ہو کر بلبلوں کی صورت اختیار کر لیتی ہے جس کی وجہ سے جسم پر نہایت تکلیف دہ اثرات پیدا ہوتے ہیں۔ حتیٰ کہ بعض اوقات یہ بلبلے مہلک بھی ثابت ہو سکتے ہیں۔ اس حالت کو غوطی

تھیج (Benda) کا نام دیا گیا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ زائد دباؤ کے تحت کام کرنے والے افراد کو رفع دباؤ کے خانوں (Decompression chambers) میں سے گزار کر تدریجاً معمول پر لایا جاتا ہے۔ اسی طرح نائٹروجن محلول سے یکدم نکلنے کی بجائے آہستہ آہستہ خارج ہوتی ہے۔

نائٹروجن کاربن ڈیوکسائیڈ بھی آکسیجن اور ہائیڈروجن کی طرح دو ایٹموں سے مل کر بنتا ہے۔ تاہم اسے یہ خصوصیت حاصل ہے کہ نائٹروجن کے ایٹم ہائیڈروجن اور آکسیجن کے ایٹموں کے مقابلے میں کہیں زیادہ مضبوطی سے جڑے ہوتے ہیں۔ نائٹروجن کے ایٹم اتنی مضبوطی سے باہم جکڑے ہوتے ہیں کہ یہ کافی حد تک دوسرے ایٹموں یا مالیکیولوں کے ساتھ جب سے اجتناب کرتے ہیں۔

نائٹروجن ایک غیر عامل گیس ہے۔ عام حالات میں یہ کسی شے سے تعامل نہیں کرتی، یعنی نہ تو خود بنتی ہے اور نہ ہی عمل احتراق میں مدد دیتی ہے۔ ان خصوصیات کی بنا پر کیمیادان اسے غیر عامل عنصر کے نام سے پکارتے ہیں۔

نائٹروجن کے غیر عامل ہونے کا یہ مطلب نہیں کہ یہ بالکل ہی بے فائدہ ہے۔ دراصل بعض اوقات ہمیں اسی قسم کے غیر عامل عناصر کی اشد ضرورت بھی ہوتی ہے۔

مثال کے طور پر بجلی کے بلب ہی کو لیجئے۔ اس میں دھات کا ایک باریک تار ہوتا ہے اور جب اس میں سے برقی رو گزرتی ہے تو یہ تار لال سرخ ہو جاتا ہے۔ اگر بلب کے اندر ہوا موجود ہو تو یہ تار آکسیجن کے ساتھ عمل کر کے یکدم جل جائے۔ اس خطرہ کے پیش نظر ابتدا میں بلبوں سے ہوا نکال دی جاتی تھی اور ان کو ہر قسم کی گیسوں سے مکمل طور پر خالی کر لیا جاتا تھا۔ جب کوئی چیز اندر سے مکمل طور پر خالی ہو تو اس کی یہ حالت ویکیوم (Vacuum) کہلاتی ہے۔ لیکن روشنی کے بلبوں کے لئے ویکیوم کا تجربہ بھی تسلی بخش ثابت نہ ہوا کیونکہ اس حالت میں دھاتی ایٹم نہایت آسانی سے بخارات میں تبدیل ہوتے ہیں جس کی وجہ سے دھاتی تار باریک سے باریک تر ہو کر ٹوٹ جاتا تھا۔ اس صورت حال پر قابو پانے کے لئے بلبوں میں مائع ہوا سے حاصل کردہ نائٹروجن گیس بھری گئی جس کی وجہ سے دھات کی تحلیل سست پڑ گئی اور چونکہ یہ گیس غیر عامل ہوتی ہے اس لئے دھات

کے ساتھ بلب کا اندیشہ بھی نہ رہا۔ چنانچہ بجلی کے یہ بلب ویکیوم بلبوں کی نسبت دیرپا ثابت ہوتے ہیں۔

بعض اوقات جب بہت زیادہ درجہ حرارت پر دھاتوں کو ویلڈ کیا جاتا ہے تو بھی اس مسئلہ کا سامنا کرنا پڑتا ہے کہ ہوا کی آکسیجن ان دھاتوں سے بڑی سرعت سے تعامل کرتی ہے۔ چونکہ آکسی ہائیڈروجنیشن کو جلنے کے لئے ہوا کی آکسیجن کی ضرورت نہیں پڑتی (اس عمل کے لئے آکسیجن یہ خود فراہم کرتی ہے) اس لئے ان دھاتوں کو آکسیجن کے عمل سے بچانے کے لئے نائٹروجن کی موجودگی میں ویلڈ کیا جاتا ہے۔ اس طرح زیادہ درجہ حرارت پر بھی کسی قسم کے بلب کے بغیر دھاتوں کو آسانی سے جوڑا جا سکتا ہے۔

اگرچہ نائٹروجن گیس کسی حیاتی عمل میں مدد نہیں دیتی، لیکن اس کے بعض مرکبات تمام حیاتی مادوں کی نشوونما کے لئے نہایت ہی اہم ہوتے ہیں۔ نائٹروجن تمام حیاتی مادوں کا نہایت ہی اہم اور لازمی جز ہے۔

یہ نائٹروجن ہمیں کہاں سے ملتی ہے؟ کوئی بھی حیاتی مادہ اسے ہوا سے حاصل نہیں کرتا، کیونکہ سانس کے ذریعہ جو نائٹروجن ہم اندر کھینچتے ہیں، اسے ہم استعمال میں نہیں لا سکتے۔ دراصل حیاتی مادوں کا یہ لازمی جز ہمیں غذا سے حاصل ہوتا ہے، کیونکہ ہماری غذا میں عموماً بہت سے جانوروں کا گوشت شامل ہوتا ہے اور گوشت میں نائٹروجن کے مرکبات ہوتے ہیں۔ یہ جانور ایسے مرکبات بنانے کے لئے نائٹروجن کو کیسے اور کہاں سے حاصل کرتے ہیں؟ انہیں یہ نائٹروجن پودے یا دیگر ایسے جانور کھانے سے ملتی ہے جو از خود گھاس پر پلتے ہیں۔ چنانچہ ہمارے جسموں اور دیگر تمام جانوروں میں پائی جانے والی نائٹروجن ساری کی ساری پودوں سے حاصل کی جاتی ہے۔

اب سوال یہ ہے کہ پودے یہ نائٹروجن کہاں سے حاصل کرتے ہیں؟ وہ اسے بعض ایسے قلوی مرکبات سے حاصل کرتے ہیں جن کے مالیکیولوں میں نائٹروجن کے ایٹم موجود ہوتے ہیں۔ یہ مرکبات نائٹریٹ کہلاتے ہیں۔ شورہ، جس کا ذکر پہلے ہو چکا ہے، بھی ایک نائٹریٹ مرکب ہے۔

جب کوئی پودا یا جانور مرتا ہے تو یہ گل سڑ جاتا ہے اور اس میں پائی جانے والی

زیادہ تر نائٹروجن مٹی میں گھل مل کر ایسی شکل اختیار کر لیتی ہے کہ پودے اسے استعمال کر سکتے ہیں۔ یوں مٹی زرخیز رہتی ہے۔ جانوروں کے گوبر سے جو کھاد حاصل ہوتی ہے، اس میں بھی نائٹروجن ایسی ہی صورت میں پائی جاتی ہے جسے پودے آسانی سے استعمال میں لا سکتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ دیسی کھاد کو ریڑھ کی سے زراعت میں "زرخیز گر" کی حیثیت حاصل رہی ہے۔ یہ کھاد کھلیانوں اور اصطبلوں سے حاصل شدہ فاضل مواد کے ایک جگہ ڈھیر کرنے سے حاصل ہوتی ہے۔

اس طرح نائٹروجن کے مفید مرکبات کے مٹی سے پودوں اور پودوں سے جانوروں اور ان سے پھر مٹی میں منتقل ہونے کے عمل کو "نائٹروجن کا دور" Nitrogen (Cycle) کہا جاتا ہے۔ اس دور میں دو ایسے مقامات آتے ہیں جہاں سے اس میں جزوی طور پر خلل واقع ہوتا ہے۔ اوّل جب کوئی مردہ جسم گلتا ہے یا جب کسی جانور کے فضلہ کو یوں ہی بھلا دیا جاتا ہے تو نائٹروجن کے کچھ اجزم اپنے مرکبات سے رشتہ توڑ کر ہوا میں مل جاتے ہیں۔ ہوا میں شامل ہونے والی یہ نائٹروجن استعمال کے قابل نہیں رہتی۔ چنانچہ زمین کے نائٹریٹ چونکہ پانی میں حل پذیر ہوتے ہیں اس لئے یہ بارش کے پانی میں حل ہو کر سمندر میں جا گرتے ہیں۔

اگر اس طرح واقع ہونے والے خلل کی تلافی نائٹروجن کی تازہ فراہمی سے نہ کی جائے تو آخر ایک دن زمین پر زندگی ناپود ہو جائے گی۔ اس لئے ضرورت اس امر کی ہے کہ کسی نہ کسی طرح زمین کو نائٹروجنی مرکبات فراہم کیے جائیں۔ ان مرکبات کے حصول کے لئے ہمارے پاس ایک ہی ذریعہ ہے اور وہ "ہوا" ہے۔ مگر ہوا سے یہ مرکبات کیسے حاصل ہو

بجلی کی چمک بھی کسی حد تک یہ مقصد پورا کرتی ہے۔ جب بھی بادل چمکتے ہیں تو ارد گرد کی نائٹروجن اس چمک میں آکسیجن کے ساتھ ملاپ پر مجبور ہوتی ہے۔ بندوق کی گولی کی روشنی سے بھی نائٹروجن اور آکسیجن کا تعامل ہو جاتا ہے۔ پھر اس طرح حاصل شدہ نائٹروجن اور آکسیجن کا مرکب بارش کے پانی میں حل ہو کر ایک مرکب نائٹرک ایسڈ بناتا ہے جسے شورے کا تیزاب بھی کہا جاتا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں نائٹروجن اور ہائیڈروجن کا ایک ایک اور آکسیجن کے تین اجزم ہوتے ہیں۔ جب یہ نائٹرک ایسڈ زمین تک

پہنچتا ہے تو نائٹریٹ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

نائٹرک ایسڈ ایک تیز تیزاب ہے اور اگر اسے بے احتیاطی سے استعمال کیا جائے تو جلد اور آنکھوں کے لئے بہت ہی خطرناک ثابت ہوتا ہے۔ لیکن بارش کے ایک قطرے میں اس کی مقدار بہت معمولی بلکہ نہ ہونے کے برابر ہوتی ہے۔ چونکہ ہر روز روئے زمین پر بارش کے لاتعداد قطرے گرتے رہتے ہیں اس لئے یہ اندازہ لگایا گیا ہے کہ بجلی کی چمک کی بدولت ہر روز زمین پر اڑھائی لاکھ ٹن نائٹرک ایسڈ جمع ہوتا رہتا ہے۔

اگرچہ یہ مقدار بہت زیادہ ہے مگر تمام روئے زمین پر نائٹروجنی دور کو متوازن رکھنے کے لئے ناکافی ہے۔ خوش قسمتی سے ایک ذریعہ اور ہے جو اس کمی کا کافی حد تک حل پیش کرتا ہے اور وہ ہے بیکٹیریا۔

مٹی میں بعض ایسے بیکٹیریا پائے جاتے ہیں جو کہ ہوا کی نائٹروجن کو استعمال میں لانے کی اہلیت رکھتے ہیں جبکہ کسی دوسرے حیاتی مادے میں یہ خصوصیت نہیں پائی جاتی۔ یہ بیکٹیریا نائٹروجن کو مختلف قسم کے اجسام کے ساتھ ملا کر ایسے مرکبات تیار کرتے ہیں جنہیں پودے استعمال میں لا سکتے ہیں۔ یہ بیکٹیریا زیادہ تر مٹر، لوبیا، ترفیل (Clover)، یونجہ (Alfalfa) اور مونگ پھلی کی جڑوں کے اوپر نکلی ہوئی گلٹیوں میں رہتے ہیں۔ اندازہ لگایا گیا ہے کہ ایک ایکڑ زمین پر کاشت کیے گئے ان پودوں کی جڑوں سے یہ بیکٹیریا سال بھر میں 40 پونڈ جیسی نائٹروجن کو نائٹروجنی مرکبات میں تبدیل کر دیتے ہیں۔

زمانہ قدیم کے رومی بھی اس راز سے آشنا تھے۔ وہ کہا کرتے تھے "اگر زمین میں ایسے پودے کاشت کرنے کے بعد زیادہ گہرائی تک ہل چلایا جائے تو زمین کی زرخیزی بڑھ جاتی ہے اور اس زمین پر اگلی فصل خوب اگتی ہے۔" حق تو یہ ہے کہ تمام جانداروں کو ان حقیر اور نظر نہ آنے والے خردبینی جانداروں کا ممنونِ احسان ہونا چاہئے۔

یہ تو معلوم ہو ہی چکا ہے کہ نائٹروجن دوسرے عناصر کے ساتھ مل کر مرکبات بنانے پر مشکل سے ہی آمادہ ہوتا ہے۔ مزید افسوس کی بات یہ ہے کہ مخصوص حالات کے تحت حاصل کردہ نائٹروجن کے مرکبات بھی قیام پذیر نہیں ہوتے بلکہ بہت آسانی سے ہوا

میں تحلیل ہو جاتے ہیں۔ امونیم نائٹریٹ ایسے مرکبات کی ایک بہترین مثال ہے۔ یہ نائٹروجن کے دو ہائیڈروجن کے چار اور آکسیجن کے تین ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے۔ عام حالات میں یہ غیر دقتی نمک کی طرح بالکل بے ضرر معلوم ہوتا ہے۔

چرم گرم کرنے پر یہ مالیکیول ٹوٹ کر بہت زیادہ توانائی خارج کرتا ہے جو کہ اردگرد کے مالیکیولوں کو توڑنے کے لئے کافی ہوتی ہے، جن کے ٹوٹنے سے ان کے اردگرد کے مالیکیول ٹوٹتے جاتے ہیں اور اس طرح آناً فاناً امونیم نائٹریٹ کی ساری کی ساری مقدار ایک خوفناک دھماکے سے پھٹ پڑتی ہے۔ امونیم نائٹریٹ ایک دھماکہ خیز مرکب ہے۔ اس ضمن میں امونیم نائٹریٹ اور ہائیڈروجن کے درمیان یہ فرق جان لینا ضروری ہے کہ ہائیڈروجن آکسیجن کے ساتھ ملنے پر ہی دھماکہ کرتی ہے اور آکسیجن کی عدم موجودگی میں ہائیڈروجن کو ہر طرح سے استعمال میں لایا جاسکتا ہے، جبکہ امونیم نائٹریٹ کو جلنے کے لئے کسی معاون کی ضرورت نہیں پڑتی یہ از خود دھماکہ پیدا کرتی ہے۔

1947ء میں ٹیکساس کے بندرگاہ پر لنگر انداز امونیم نائٹریٹ سے لدا ہوا ایک سمندری جہاز زبردست دھماکے سے پھٹ پڑا جس کی وجہ سے اردگرد کے علاقہ میں بہت تباہی ہوئی تھی اور یوں لگتا تھا جیسے ہوئی جہازوں کے کسی بڑے قافلے نے اس علاقے پر بمباری کی ہو۔

دیگر مشہور دھماکہ خیز مرکبات میں نائٹروسیلولوز، نائٹروگلیسرین اور ٹرنی نائٹرو ٹالوئین شامل ہیں۔ ان میں سے ہر ایک نام کے ساتھ لگے ہوئے لفظ نائٹرو پر غور کریں۔ یہ ہمیں بتاتا ہے کہ ان سب میں نائٹروجن کے ایٹم موجود ہیں۔ ٹرنی نائٹروٹالوئین کو مختصراً ٹی این ٹی (TNT) بھی کہا جاتا ہے۔

پرامن مقاصد کے لئے دھماکہ خیز اشیا کو سڑکوں کی تعمیر میں بڑی بڑی رکاوٹیں ہٹانے اور کان کنی وغیرہ کے لئے استعمال کیا جاتا ہے۔ لیکن انہیں زیادہ تر جنگی مقاصد کے لئے استعمال کیا جاتا ہے۔ جب کسی قوم کو جنگ کا سامنا کرنا پڑتا ہے تو ایسے موقع پر سب سے اہم کام یہ اطمینان کرنا ہوتا ہے کہ ان کے پاس وافر مقدار میں بارود موجود ہے یا نہیں۔

دھماکہ خیز اشیا کی تیاری کے لئے اہم خام مال نائٹریٹ ہیں جو کہ نائٹروجن کے مرکبات کے طور پر استعمال ہوتے ہیں۔ پہلی جنگ عظیم سے پہلے نائٹریٹ کا ایک بڑا منبع چلی کے جنوب میں ایک خشک صحرا تھا۔ جہاں پر قبل از تاریخ کی جھیلیں خشک ہوئی تھیں اور یہاں کبھی بھی اتنی بارش نہ ہوتی تھی کہ یہاں پر موجود نائٹریٹ کو بہا کر لے جاتی۔

لیکن جیسے ہی پہلی جنگ عظیم شروع ہوئی، برطانیہ نے سمندروں پر اپنا قبضہ جمالیا جس کی وجہ سے جرمنی کی جانب نائٹریٹ لے کر جانے والے سمندری جہازوں کی نقل و حرکت ناممکن ہو کر رہ گئی۔ یہ حربہ جوں جوں جنگ طول پکڑتی گئی۔ جرمنی کے بارودی ذخائر بھی ختم ہوتے گئے۔ نائٹریٹ سے محرومی پر جرمن افسر مایوس و پریشان تھے۔ اگرچہ ان کے اردگرد ہوا میں وافر مقدار میں نائٹروجن موجود تھی۔ مگر وہ اسے استعمال میں نہیں لا سکتے تھے۔

پھر جلد ہی ایک جرمن کیمیادان فرٹز ہابر (Fritz Haber) نے اس مشکل کا حل دریافت کیا۔ اس نے دیکھا کہ جب نائٹروجن اور آکسیجن کو ایک خاص نسبت میں ملا کر اس میں چند دھاتیں شامل کی جائیں اور بہت زیادہ دباؤ کے تحت اسے زیادہ درجہ حرارت تک گرم کیا جائے تو یہ دونوں ایک دوسرے کے ساتھ تعامل کر لیتے ہیں اور امونیا نام کا ایک مرکب حاصل ہوتا ہے جس میں نائٹروجن کا ایک اور ہائیڈروجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔

اس طرح جرمنی کو بارود کی کمی کا درپیش مسئلہ امونیا سے حل ہو گیا، کیونکہ امونیا کو بڑی آسانی سے نائٹریٹ میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ اب جرمنی کے پاس دھماکہ خیز اشیا کی تیاری کے لئے ضرورت کے مطابق دھماکہ خیز مواد موجود تھا۔ اس لئے یہ مزید دو سال تک جنگ لڑتا رہا اور کسی حد تک پہلی جنگ عظیم جیتنے میں کامیاب رہا۔ اگر ہابر کا یہ عمل دریافت نہ ہوتا تو جرمنی کو شاید 1916ء میں ہی ہتھیار ڈالنے پڑتے۔

ہابر کے عمل کو پرامن مقاصد کے لیے بھی استعمال میں لایا جاسکتا ہے۔ صرف امریکہ میں ہوا کی نائٹروجن اور پانی کی ہائیڈروجن سے سالانہ تین لاکھ ٹن امونیا تیار کی جاتی ہے جو کہ نہ صرف دھماکہ خیز اشیا کی تیاری میں استعمال ہوتی ہے، بلکہ اس سے مصنوعی کھادیں بھی تیار کی جاتی ہیں۔ چنانچہ اب دور جدید کا کسان صاف ستھری کیمیائی کھاد استعمال کر سکتا ہے اور اسے جانوروں کے فضلات پر انحصار نہیں کرنا پڑتا۔

اسے ایک ناخوشگوار اتفاق سمجھنے کر جرمنوں نے ہیبر کو قدر کی نگاہ سے نہ دیکھا۔ 1933 میں جب نازی برسر اقتدار آئے تو ہیبر کو صرف اس بنا پر کہ وہ یہودی تھا، ملازمت سے سبکدوش کر کے ملک چھوڑنے پر مجبور کر دیا گیا۔

امونیا ایک معروف گھریلو کیمیکل ہے۔ عام درجہ حرارت پر یہ ایک بھی گیس ہے۔ اس کے بلبلے بن کا اندازہ اس سے لگائیں کہ اس کا وزن ہوا سے نصف ہوتا ہے۔ اس لیے یہ عام طور پر پانی میں حل شدہ حالت میں دستیاب ہوتی ہے۔ اس آبی محلول کو "امونیا اسپرٹ" بھی کہتے ہیں۔ یہ گھروں میں شیشوں کو صاف کرنے کے لیے بھی استعمال ہوتا ہے۔

ہائیڈروجن، آکسیجن اور نائٹروجن کے برعکس امونیا بو رکھتی ہے۔ اس کی بو تیز، چبھتی ہوئی، ناخوشگوار اور دم گھونٹنے والی ہوتی ہے۔ گھروں میں استعمال ہونے والا امونیا کا آبی محلول بہت ہلکا ہوتا ہے، اس لئے نقصان دہ نہیں ہوتا۔ البتہ کارخانوں میں استعمال ہونے والا محلول بہت طاقتور ہوتا ہے، اس لئے اس کے استعمال میں احتیاط لازمی ہے۔ نیز اس کے استعمال کی جگہ کا ہوادار ہونا بھی ضروری ہے۔

پانی میں امونیا کی اس درجہ حل پذیری غیر معمولی ہے۔ اس خصوصیت میں یہ یکتا ہے۔ کوئی بھی گیس پانی میں اتنی آسانی سے حل نہیں ہوتی جتنی آسانی سے یہ ہوتی ہے۔ اس کے برعکس آکسیجن پانی میں قدرے حل پذیر ہے اور مچھلیاں پانی میں اسی حل شدہ آکسیجن کی بدولت زندہ رہتی ہیں۔ ایک گیلن پانی میں صرف 12 مکعب انچ آکسیجن حل ہوتی ہے اور اتنے ہی پانی میں نائٹروجن 6 مکعب انچ اور ہائیڈروجن بھی چھ مکعب انچ حل ہوتی ہے۔ جبکہ ایک گیلن پانی میں امونیا ساٹھ ہزار مکعب انچ حل ہوتی ہے۔ دوسری حل پذیر گیسوں کی حل پذیری سے اس کا موازنہ کیا جائے تو پتہ چلتا ہے کہ کوئی بھی دوسری گیس اتنی زیادہ حل پذیر نہیں۔

آکسیجن، ہائیڈروجن اور نائٹروجن کے برعکس امونیا کو بہت ہی آسانی سے مائع حالت میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔ اس مقصد کے لئے فارن ہائیٹ سکیل پر صفر سے بیس درجے نیچے کا درجہ حرارت کافی ہوتا ہے۔ اگر امونیا کو دباؤ کے تحت لایا جائے تو عام درجہ حرارت پر بھی اسے مائع حالت میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔

اتنی آسانی سے مائع حالت اپنانے والی کوئی بھی گیس بہت فائدہ مند ہوتی ہے۔ جب کبھی بھی کوئی مائع بخارات بن کر اڑتا ہے تو یہ اپنے ارد گرد کے ماحول سے توانائی جذب کرتا ہے جو اس مائع کے مالیکیول ان کے کمزور بندھنوں کو توڑنے کے لیے استعمال کرتے ہیں۔ اس کی تجرباتی تصدیق کے لیے آپ اپنے ہاتھ پر الکوحل یا ایسیٹون کے چند قطرے ڈالیں۔ تھوڑی دیر میں جب یہ بخارات کی شکل اختیار کر کے غائب ہونے لگیں گے تو ہاتھ پر ٹھنڈک محسوس ہو گی جو اس امر کی غمازی کرتی ہے کہ مائعات کی تبخیر سے ماحول میں ٹھنڈک پیدا ہوتی ہے، یعنی اس عمل نے ارد گرد کی توانائی (گرمی) جذب کر لی ہے۔

اگر امونیا کو دباؤ کے تحت لا کر مائع حالت میں تبدیل کرنے کے بعد اس پر سے دباؤ ہٹایا جائے تا کہ یہ دوبارہ بخارات بن کر گیس کی حالت میں آجائے، تو اس عمل کے دوران یہ اپنے ارد گرد کے ماحول سے کافی مقدار میں حرارت جذب کر لیتی ہے۔ پھر اگر اس عمل کو بار بار دہرایا جائے تو حرارت جذب کرنے کا عمل بھی جاری رہے گا۔ ریفریجریٹر اور فریزر کو اسی عمل کے تحت ٹھنڈا رکھا جاتا ہے۔ یعنی امونیا، یہاں ایک سرد کار کی حیثیت سے استعمال ہوتا ہے۔ اگرچہ اس لحاظ سے یہ ایک محفوظ ترین سرد کار نہیں ہے کیونکہ اگر اس کی پائپ لائن میں کہیں سوراخ ہو جائے تو اس سے نکلنے والی گیس سے بہت زیادہ تکلیف کا احساس ہوتا ہے۔ حتیٰ کہ زیادہ دیر تک سونگھنے سے ہلاکت بھی ہو جاتی ہے۔ اس کے باوجود بڑے بڑے صنعتی ریفریجریٹروں میں یہی گیس استعمال کی جاتی ہے کیونکہ یہ سرد کار گیسوں میں سب سے سستی ہے۔

مائع امونیا اور پانی کیمیائی طور پر ایک دوسرے سے کافی مماثلت رکھتے ہیں۔ اسی بنا پر بعض لوگوں نے زمین کی نسبت زیادہ سرد سیاروں پر مائع امونیا کے سمندروں کے پائے جانے کا تصور پیش کیا ہے۔

نائٹروجن کو آکسیجن کے ساتھ مختلف تناسب سے تعامل کرنے پر آمادہ کیا جا سکتا ہے۔

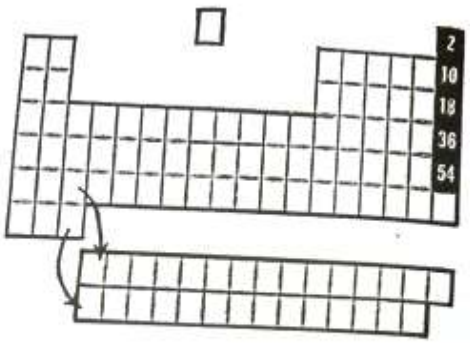
اس قسم کے ایک عام اور مشہور تعامل کے نتیجہ میں نائٹرس آکسائیڈ گیس

حاصل ہوتی ہے جس کا مالیکیول نائٹروجن کے دو اور آکسیجن کے ایک ایٹم پر مشتمل ہوتا ہے۔

یہ مالیکیول بہت ہی آسانی سے اپنے اجزاء (نائٹروجن اور آکسیجن) میں تحلیل ہوتا ہے۔ اس کی تحلیل سے حاصل شدہ آمیزے میں ایک تہائی آکسیجن ہوتی ہے۔ ہماری فضا کی ہوا کی نسبت اس آمیزے میں آکسیجن کی مقدار اتنی زیادہ ہوتی ہے کہ اگر نائٹرس آکسائیڈ سے بھری ہوئی ٹیسٹ ٹیوب کے اندر سلگتی ہوئی چنگاری لے جائی جائے تو یہ شعلہ بن کر بھڑک اٹھتی ہے، کیونکہ سلگتی ہوئی چنگاری کی حرارت نائٹرس آکسائیڈ کو تحلیل کرتی ہے جبکہ باقی مظاہر وہی طرح سے حاصل شدہ آکسیجن خود دکھاتی ہے۔

نائٹرس آکسائیڈ ایک نشہ آور شے ہے یعنی اگر کوئی شخص اسے آکسیجن کے ساتھ ملا کر سانس کے ذریعہ اندر کھینچ لے تو اس شخص کو کسی بھی قسم کے درد کا احساس نہیں رہتا۔ 1840ء کی دہائی میں ایک دندان ساز نے نائٹرس آکسائیڈ کو اس مقصد کے لئے از خود استعمال کیا اور پھر آج تک یہ دندان سازوں اور سرجنوں کے زیر استعمال ہے۔ نائٹرس آکسائیڈ کی تھوڑی سی مقدار بعض اوقات لوگوں پر عجیب و غریب اثر ڈالتی ہے، جس کی وجہ سے لوگ مجنونانہ حرکات کے مرتکب ہوتے ہیں اور یوں لگتا ہے کہ جیسے ان پر مستی کا دورہ پڑا ہوا ہے یا پھر وہ ہنسنے لگتے ہیں اور یا مار کٹائی پر تل آتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ نائٹرس آکسائیڈ کو خندہ آور گیس (Laughing gas) کے نام سے بھی پکارا جاتا ہے۔

مریضوں کے آپریشن وغیرہ کے لئے بے ہوش کرنے کے لئے اس فن میں مہارت کو بہت زیادہ دخل ہے۔ بڑے بڑے آپریشنوں کے دوران بے ہوش کرنے کا کام اپنے خصوصی ماہرین بے ہوش کار کو سونپا جاتا ہے جو اپنے طویل تجربہ اور اعلیٰ ترین تربیت کے بل بوتے پر اپنے کام کی نوعیت اور نزاکت سے پوری طرح آگاہ ہوتے ہیں۔



ہیلیم ـــــــ اپنی ذات میں مست عنصر

سورج کی سفید روشنی حقیقت میں بہت سے رنگوں کا آمیزہ ہوتی ہے۔ جب یہ روشنی شیشے کے کسی منشور میں سے گزاری جاتی ہے تو قوس قزح کی طرح اپنے رنگوں میں تقسیم ہو جاتی ہے۔ اس کو طیف کہا جاتا ہے۔

جب عناصر کو بہت زیادہ درجہ حرارت تک گرم کیا جاتا ہے تو ان سے نکلنے والی روشنی بھی منشور میں سے گزرنے کے بعد مختلف رنگوں کی چمکدار پٹیوں یا خطوں میں تقسیم ہو جاتی ہے۔ ہر عنصر کا اپنا مخصوص خطی طیف ہوتا ہے جس میں پٹیوں کی تعداد اور محل وقوع مستقل رہتا ہے۔ اگر کسی طیف میں پٹیوں کے صحیح محل وقوع کا علم ہو جائے تو بتایا جاسکتا ہے کہ یہ روشنی کون سے عنصر سے نکلی ہے۔ ماہرین فلکیات نے اسی طریقے سے سورج اور ستاروں میں موجود عناصر کا پتہ چلایا۔

1868ء میں فرانسیسی ماہر فلکیات پیری جانسن اور برطانوی ماہر فلکیات سر جوزف نارمن لکیار نے سورج گرہن کے دوران نامعلوم پٹیوں کے ایک ایسے طیف کا

مشاہدہ کیا جو کسی بھی معلوم شدہ عنصر کے طیف سے نہیں ملتا تھا۔ گلیار نے سوچا کہ یہ ضرور کسی نئے عنصر کا پیدا کردہ طیف ہے۔ چنانچہ اس نے اس عنصر کا نام ہیلیم رکھ دیا۔ ہیلیم یونانی لفظ "ہیلیوس" سے نکلا ہے اور اس کے معنی "سورج" کے ہیں۔

1868ء میں ایک برطانوی کیمیادان سر ولیم رمزے یورینیم کی ایک خاص قسم کی کچ دھات سے نکلنے والی ایک گیس کا مطالعہ کر رہا تھا۔ اس نے دوسری تحقیقات کے علاوہ اس گیس سے نکلنے والی روشنی کا بھی مطالعہ کیا۔ اس مطالعہ کے دوران گرم ہونے کے بعد اس گیس سے نکلنے والی روشنی منشور میں سے گزارنے کے بعد اسی طرح کی جب رمزے نے دیکھا کہ اس گیس کی روشنی منشور میں سے گزارنے کے بعد اسی طرح کی بٹیوں میں تقسیم ہوگئی جن کا مشاہدہ گلیار نے سورج کی روشنی میں کیا تھا۔ یوں زمین پر وہ عنصر دریافت ہوا جس کی سورج میں موجودگی کا پتہ تیس سال پہلے چل گیا تھا۔

دوری جدول میں ہیلیم کا نمبر دو ہے۔ اسے ہائیڈروجن کے بعد رکھا گیا ہے۔ یہ سادہ ترین ایٹم ہے اور شاید یہی وجہ ہے کہ کائنات میں یہ عنصر کثرت سے پایا جاتا ہے۔ ہماری کائنات میں تو سے فیصد ایٹم ہائیڈروجن کے ہیں اور نو فیصد سے کچھ زیادہ ہیلیم کے ہیں، جبکہ باقی ایک فیصد سے بھی کم مقدار میں دیگر تمام ایٹم شامل ہیں۔

زمین پر ہائیڈروجن کی زیادہ مقدار نہ ہونے کی وجوہات کی بنا پر زمین پر ہیلیم بھی بہت ہی تھوڑی مقدار میں پائی جاتی ہے۔ ہیلیم کے ایٹم اتنے ہلکے اور اتنی تیزی سے حرکت کرتے ہیں کہ زمین کی کشش ثقل ان کو اپنی گرفت میں نہیں لا سکتی۔ البتہ دوسرے بڑے بڑے سیاروں کی فضا میں ہیلیم کی وافر مقدار کی موجودگی کا پتہ چلا ہے۔

زمین پر ہیلیم کی مقدار ہائیڈروجن سے بہت ہی کم ہے۔ اس کی ایک وجہ تو یہ ہے کہ اس کی مقدار ہائیڈروجن کی نسبت پہلے ہی کم تھی اور دوسری وجہ یہ ہے کہ ہیلیم کا ایٹم اپنی ذات میں مست ہے، یعنی اس میں دوسرے ایٹموں کے ساتھ ملاپ کا رجحان نہیں پایا جاتا۔ یعنی کہ ہیلیم کے ایٹم خود انہیں میں بھی ایک دوسرے کے ساتھ ملاپ نہیں کرتے۔ یہی وجہ ہے کہ ہیلیم گیس کا مالیکیول بھی ایک ہی ایٹم کا ہوتا ہے جو الگ تھلگ گھومتا پھرتا ہے۔ اس لحاظ سے یہ ایک ایٹمی گیس ہے، جبکہ آکسیجن، ہائیڈروجن اور نائٹروجن دو ایٹمی گیسیں ہیں اور اوزون تین ایٹمی۔

ہائیڈروجن کی تھوڑی سی مقدار زمین کی فضا میں اس لئے باقی رہی کہ یہ دوسرے وزنی ایٹموں کے ساتھ مرکبات کی شکل میں جکڑی ہوئی تھی۔ لیکن ہیلیم چونکہ مرکبات بناتی ہی نہیں اس لئے زمین پر اس کی تھوڑی مقدار بھی نہ بچ سکی۔

اگر دوری جدول پر نظر ڈالی جائے تو پتہ چلتا ہے کہ ہیلیم عناصر کے جس گروہ کا رکن ہے، اس میں ہیلیم کے علاوہ 10، 18، 36، 54 اور 86 ایٹمی نمبر والے عناصر بھی موجود ہیں۔ یہ تمام عناصر کسی نہ کسی طرح ایک دوسرے سے ملتے جلتے ہیں۔ ان میں سب سے اہم مشابہت یہ ہے کہ یہ سارے ایک ایٹمی اور غیر حامل ہیں۔ اسی وجہ سے اس سارے گروہ کو "غیر حامل گیسوں کے گروہ" کا نام دیا گیا ہے۔ کچھ لوگ ان کی بے اتفاقی کی اس روش کو ان کی نجابت کی علامت سمجھتے ہیں چنانچہ وہ ان کو نجیب گیسوں (Noble gases) کے نام سے پکارتے ہیں۔

ان گیسوں کی یہ غیر حاملیت نائٹروجن کے مقابلہ میں کئی طرح سے فائدہ مند بھی ثابت ہوتی ہے۔ مثلاً دھماکوں کو بعض اوقات نائٹروجن کی وافر مقدار کی موجودگی میں ویلڈ کیا جاتا ہے۔ لیکن بعض دھماکے گرم ہو کر اتنی تیز حامل بن جاتی ہیں کہ نائٹروجن کے ساتھ بھی ملاپ کر لیتی ہیں۔ اس قسم کی دھماکوں کو نائٹروجن کے بجائے ہیلیم گیس کی موجودگی میں ویلڈ کیا جاتا ہے، کیونکہ ہیلیم کسی بھی دھماکے کے ساتھ کسی بھی حالت میں عمل نہیں کرتی اور یہی اس کی پہچان کا ایک خصوصی وصف ہے۔

ہیلیم چونکہ ایک ہلکی گیس ہے، اس لئے موسمی غباروں اور غبارہ نما ہوائی جہازوں میں بھرنے کے لئے یہ ہائیڈروجن کا ایک نعم البدل ہے۔ اگرچہ ہیلیم کا ایٹم ہائیڈروجن سے دو گنا بھاری ہے، مگر پھر بھی یہ ہوا سے ساتواں حصہ ہلکی ہے۔ یوں ہیلیم میں کسی چیز کو اوپر اٹھانے والی قوت ہائیڈروجن کی نسبت نوے فیصد ہوتی ہے۔ یہ قوت کسی بھی چیز کو اوپر اٹھانے کے لئے کافی ہوتی ہے۔ اس کے علاوہ ہائیڈروجن کے مقابلے میں ہیلیم کے استعمال میں دو بڑے فائدے بھی ہیں۔ اولاً یہ کہ ہیلیم کسی بھی حالت میں جلتی نہیں، اس لیے اس کے استعمال سے آگ لگنے یا دھماکے ہونے کا اندیشہ نہیں ہوتا۔ دوسرے یہ کہ اس کے ایٹم ہائیڈروجن کے مالیکیولوں کی نسبت بھاری ہوتے ہیں۔ اس لئے ہیلیم،

ہائیڈروجن کی طرح گیسی تیلیے کے سوراخوں میں سے تیزی سے نہیں نکلتی۔

اب سوال یہ ہے کہ غبارہ نما ہوائی جہازوں میں بھرنے کے لئے ہیلیم کہاں سے حاصل کی جاتی ہے؟ یہ درست ہے کہ ہوا میں ہیلیم پائی جاتی ہے۔ لیکن ہوا کے دس لاکھ حصوں میں سے ایک حصہ ہیلیم کا ہوتا ہے۔ آکسیجن اور نائٹروجن کے اتنے سارے حصوں میں سے ہیلیم کا ایک ایک حصہ الگ کرنا اور اتنی مقدار اکٹھی کرنا کہ جس سے ایک بڑا غبارہ بھرا جا سکے نہایت ہی محنت طلب اور مشکل کام ہے۔

ریاست ہائے متحدہ امریکہ کے جنوب مغرب میں تیل اور گیس کے کنوؤں سے ہیلیم ملی ہے۔ ان کنوؤں سے آگ بھڑکنے والی مختلف گیسوں کا ہمیزہ جسے قدرتی گیس کہتے ہیں، حاصل کیا جاتا ہے۔ اس کی زیادہ تر مقدار پائپوں کے ذریعہ گھروں تک پہنچائی جاتی ہے جہاں اسے ایندھن کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس قدرتی گیس کی کم مقدار سے ہیلیم حاصل کی جاتی ہے۔ یہاں سے ملنے والی گیسوں میں ہیلیم کی مقدار اگرچہ ایا چوتھائی ہوتی ہے، لیکن ان میں سے ہیلیم کو حاصل کرنا نہایت آسان ہے۔ چنانچہ ریاست ہائے متحدہ امریکہ وہ واحد ملک تھا جس کے پاس غبارہ نما ہوائی جہازوں میں بھرنے اور دوسرے ملکوں کو بھی فراہم کرنے کے لئے ہیلیم کی وافر مقدار موجود رہتی تھی۔

غبارہ نما ہوائی جہازوں کی پرواز میں ہیلیم کے استعمال کے باوجود کامیابی سے ہمکنار نہ ہو سکیں، کیونکہ کبھی ایک غبارہ نما ہوائی جہاز طوفانوں کی زد میں آ کر ٹیڑھے ترچھے ہو جاتے تھے یا بھسم ہو جاتے تھے۔

اب تک کی معلوم تمام گیسوں میں ہیلیم سب سے کم حل پذیر گیس ہے۔ اس کی حل پذیری نائٹروجن کی نسبت نصف ہے۔ اسی لئے گہرے پانی کے غوطہ خوروں کو بھپ کے ذریعے ایک خاص قسم کی ہوا پہنچائی جاتی ہے جس میں آکسیجن تو عام ہوا کی طرح 20 فیصدی ہوتی ہے، لیکن اس میں نائٹروجن کے بجائے 80 فیصد ہیلیم ہوتی ہے۔ ہیلیم اور دوسری غیر حامل گیسیں دم گھونٹنے والی تو ہیں، مگر زہریلی نہیں ہیں۔ چنانچہ ایسے مواقع پر ہیلیم نائٹروجن سے کم ضرر رساں ہے، کیونکہ یہ خون اور لمفوں میں بہت کم حد تک حل ہوتی ہے۔ چنانچہ اس خاص قسم کی ہوا کی وجہ سے غوطہ خوروں کو یکدم زمین کی سطح پر

باہر لانے کے باوجود ان میں غواصی تشنج کے لاحق ہونے کے امکانات بہت کم ہوتے ہیں۔

ہیلیم اور آکسیجن کا یہ ہمیزہ، نائٹروجن اور آکسیجن کے ہمیزے سے ہلکا ہوتا ہے۔ اس لئے اسے آسانی سے پھیپھڑوں کے اندر پایا باہر لایا جا سکتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ دمہ کے مریضوں کو بیہوشی کے عالم میں، جبکہ سانس لینا دشوار ہو، اس قسم کی ہوا فراہم کی جاتی ہے۔

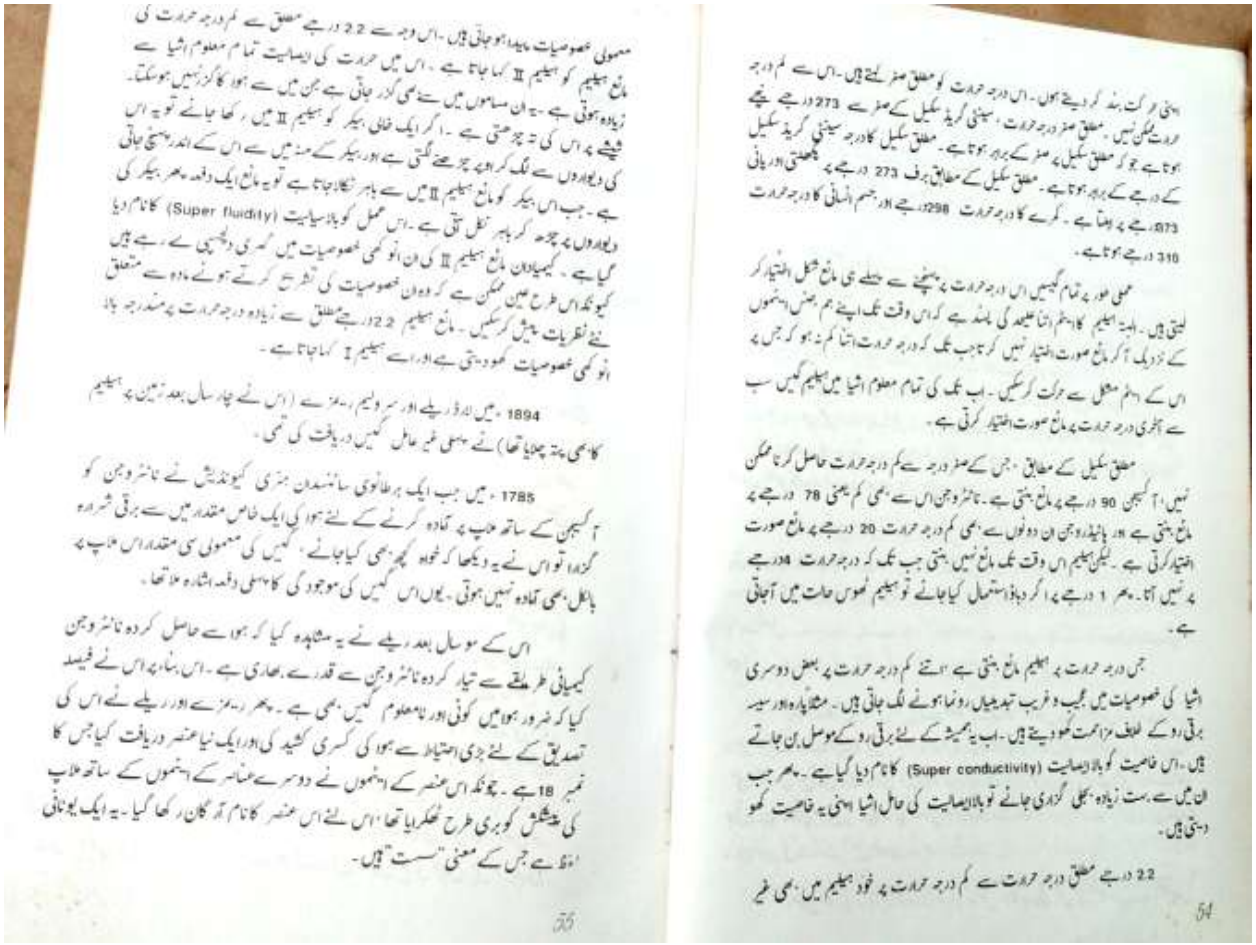
ہیلیم بعض اوقات اپنے ہلکے پن ہی کی بنا پر ہوائی سرنگوں (Wind tunnels) میں استعمال ہوتی ہے۔ ہیلیم اگرچہ مہنگی ہے لیکن اسے ہوا کی نسبت بہت زیادہ تیز رفتاری کے ساتھ چلایا جا سکتا ہے اور اس طرح ان سرنگوں میں مختلف سمت سے چلنے والی ہیلیم کی خند و تیز رو کی موجودگی میں جہازوں کی برداشت کا اندازہ لگایا جاتا ہے۔

آج کل حرارت کی پیمائش کے لئے درجہ حرارت کے دو سکیل استعمال میں لائے جاتے ہیں۔ ان میں سے ایک سکیل فارن ہائیٹ ہے۔ اس سکیل پر برف 32 درجے پر پگھلتی اور پانی 212 درجے پر ابلتا ہے۔ عام طور پر کمرے کا درجہ حرارت 75 درجے فارن ہائیٹ اور انسانی جسم کا درجہ حرارت 98.6 فارن ہائیٹ ہوتا ہے۔

دوسرا سکیل سینٹی گریڈ ہے۔ اس سکیل کے مطابق برف صفر درجہ پر پگھلتی اور پانی 100 درجے پر ابلتا ہے۔ اس کے مطابق کمرے کا درجہ حرارت 25 درجے سینٹی گریڈ اور انسانی جسم کا درجہ حرارت 37 درجے سینٹی گریڈ ہوتا ہے۔ اس سکیل کا ایک درجہ فارن ہائیٹ سکیل کے ایک درجے سے 1.8 گنا بڑا ہوتا ہے۔ ساری دنیا کے سائنسدان حرارت کی پیمائش کے لئے صرف سینٹی گریڈ سکیل ہی استعمال کرتے ہیں۔

یہ بات تو ہمیں اچھی طرح سے معلوم ہے کہ گیسوں کے مالیکیول ہر وقت ادھر ادھر حرکت کرتے رہتے ہیں۔ جس درجہ حرارت جتنا زیادہ ہوتا ہے، مالیکیولوں کی یہ حرکت بھی اتنی ہی تیز ہوتی ہے۔ اسی طرح اگر درجہ حرارت کم ہو تو ان کی یہ حرکت بھی سست ہو جاتی ہے۔ لیکن سوال یہ ہے کہ کیا گیسوں کا درجہ حرارت اتنا کم ہو سکتا ہے کہ جس پر ان کے مالیکیولوں کی حرکت مکمل طور پر بند ہو جائے۔

اصولی طور پر یہ درجہ حرارت ضرور حاصل ہونا چاہیے جس پر گیسوں کے مالیکیول



ہیلی حرکت بند کر دیتے ہوں۔ اس درجہ حرارت کو مطلق صفر کہتے ہیں۔ اس سے کم درجہ حرارت ممکن نہیں۔ مطلق صفر درجہ حرارت، سینٹی گریڈ سکیل کے صفر سے 273 درجے نیچے ہوتا ہے جو کہ مطلق سکیل پر صفر کے برابر ہوتا ہے۔ مطلق سکیل کا درجہ سینٹی گریڈ سکیل کے درجے کے برابر ہوتا ہے۔ مطلق سکیل کے مطابق برف 273 درجے پر جمتی اور پانی 373 درجے پر ابلتا ہے۔ کمرے کا درجہ حرارت 298 درجے اور جسم انسانی کا درجہ حرارت 310 درجے ہوتا ہے۔

عملی طور پر تمام گیسیں اس درجہ حرارت پر پہنچنے سے پہلے ہی مائع شکل اختیار کر لیتی ہیں۔ البتہ ہیلیم کا ہائیڈروجن علیحدہ کی بلند ہے کہ اس وقت تک اپنے ہم جنس ایٹموں کے نزدیک آ کر مائع صورت اختیار نہیں کر تا جب تک کہ درجہ حرارت اتنا کم نہ ہو کہ جس پر اس کے ایٹم مطلق سے حرکت کر سکیں۔ اب تک کی تمام معلوم اشیا میں ہیلیم گیس سب سے نچلی درجہ حرارت پر مائع صورت اختیار کرتی ہے۔

مطلق سکیل کے مطابق ۴ جس کے صفر درجہ سے کم درجہ حرارت حاصل کرنا ممکن نہیں، آکسیجن 90 درجے پر مائع بنتی ہے۔ نائٹروجن اس سے بھی کم یعنی 78 درجے پر مائع بنتی ہے اور ہائیڈروجن ان دونوں سے بھی کم درجہ حرارت 20 درجے پر مائع صورت اختیار کرتی ہے۔ لیکن ہیلیم اس وقت تک مائع نہیں بنتی جب تک کہ درجہ حرارت 4 درجے پر نہیں آتا۔ مگر 1 درجے پر اگر دباؤ استعمال کیا جائے تو ہیلیم فوراً حالت میں آجاتی ہے۔

جس درجہ حرارت پر ہیلیم مائع بنتی ہے اتنے کم درجہ حرارت پر بعض دوسری اشیا کی خصوصیات میں عجیب و غریب تبدیلیاں رونما ہونے لگ جاتی ہیں۔ مثلاً پارہ اور سیسہ برقی رو کے خلاف مزاحمت کھو دیتے ہیں۔ اب یہ ہمیشہ کے لئے برقی رو کے موصل بن جاتے ہیں۔ اس خاصیت کو بالا ایصالیت (Super conductivity) کا نام دیا گیا ہے۔ مگر جب ان میں سے بہت زیادہ بھی گزاری جائے تو بالا ایصالیت کی حامل اشیا اپنی یہ خاصیت کھو دیتی ہیں۔

2.2 درجے مطلق درجہ حرارت سے کم درجہ حرارت پر خود ہیلیم میں بھی غیر

معمولی خصوصیات پیدا ہو جاتی ہیں۔ اس وجہ سے 2.2 درجے مطلق سے کم درجہ حرارت کی مائع ہیلیم کو ہیلیم II کہا جاتا ہے۔ اس میں حرارت کی ایصالیت تمام معلوم اشیا سے زیادہ ہوتی ہے۔ یہ ان مسامات میں سے بھی گزر جاتی ہے جن میں سے ہوا گزر نہیں ہو سکتا۔ شیشے پر اس کی تہ چڑھتی ہے۔ اگر ایک خالی بیکر کو ہیلیم II میں رکھا جائے تو یہ اس کی دیواروں سے لگ کر اوپر چڑھنے لگتی ہے اور بیکر کے منہ میں سے اس کے اندر بہنچ جاتی ہے۔ جب اس بیکر کو مائع ہیلیم II میں سے باہر نکالا جاتا ہے تو یہ مائع ایک دفعہ پھر بیکر کی دیواروں پر چڑھ کر باہر نکل آتی ہے۔ اس عمل کو بالا سیالیت (Super fluidity) کا نام دیا گیا ہے۔ کیمیادان مائع ہیلیم II کی ان انوکھی خصوصیات میں گہری دلچسپی لے رہے ہیں کیونکہ اس طرح ممکن ہے کہ وہ ان خصوصیات کی تشریح کرتے ہوئے مادہ سے متعلق نئے نظریات پیش کر سکیں۔ مائع ہیلیم 2.2 درجے مطلق سے زیادہ درجہ حرارت پر مندرجہ بالا انوکھی خصوصیات کھو دیتی ہے اور اسے ہیلیم I کہا جاتا ہے۔

1894ء میں لارڈ ریلے اور سر ولیم رامزے (اس نے چار سال بعد ۱۹۰۰ء میں ہیلیم کا بھی پتہ چلایا تھا) نے ہوا کی غیر عامل گیسیں دریافت کی تھیں۔

1785ء میں جب ایک برطانوی سائنسدان ہنری کیونڈیش نے نائٹروجن کو آکسیجن کے ساتھ مخلوط پر تابہ کرنے کے لئے ہوا کی ایک خاص مقدار میں سے برقی شرارہ گزارا تو اس نے یہ دیکھا کہ خواہ کچھ بھی کیا جائے، گیس کی معمولی سی مقدار اس مخلوط پر بالکل بھی تابہ نہیں ہوتی۔ یوں اس گیس کی موجودگی کا پہلی دفعہ اشارہ ملا تھا۔

اس کے سو سال بعد ریلے نے یہ مشاہدہ کیا کہ ہوا سے حاصل کردہ نائٹروجن کیمیائی طریقے سے تیار کردہ نائٹروجن سے قدرے بھاری ہے۔ اس بنا پر اس نے فیصلہ کیا کہ ضرور ہوا میں کوئی اور نامعلوم گیس بھی ہے۔ پھر رامزے اور ریلے نے اس کی تصدیق کے لئے بڑی احتیاط سے ہوا کی کسری کشید کی اور ایک نیا عنصر دریافت کیا جس کا نمبر 18 ہے۔ چونکہ اس عنصر کے ایٹموں نے دوسرے عناصر کے ایٹموں کے ساتھ ملاپ کی بیشکش کو بری طرح ٹھکرایا تھا، اس لئے اس عنصر کا نام آرگان رکھا گیا۔ یہ ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی "سست" ہیں۔

غیر عامل گیسوں میں سب سے زیادہ پایا جانے والا عنصر آرگان ہے۔ ہوا میں اس کی مقدار ایک فیصد ہے۔ روشنی کے بلبوں میں نائٹروجن کی جگہ اب آرگان استعمال ہونے لگا ہے، کیونکہ یہ نائٹروجن سے بھی زیادہ غیر عامل ہے اور وحدت کے ہال سرخ تاپ پر بھی اس کا کوئی اثر نہیں ہوتا۔ انہی وجوہات کی بنا پر ویلڈنگ کے لئے بھی نائٹروجن کی جگہ اب آرگان استعمال کیا جاتا ہے۔

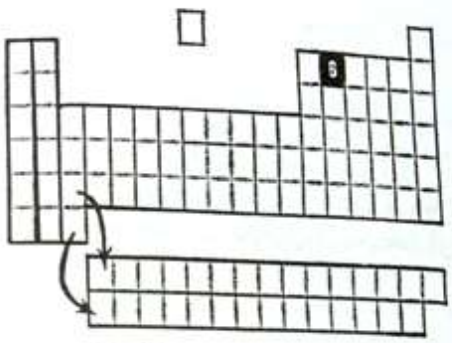
1890ء کی دہائی میں رامزے نے مانع ہوا میں تین اور غیر عامل گیسوں کا پتہ چلایا۔ اپنے بارہ سالہ بیٹے کی تجویز پر رامزے نے عنصر نمبر 10 کو نیون کا نام دیا۔ یہ یونانی زبان کا لفظ ہے جس کے معنی "نیا" ہیں۔ عنصر نمبر 36 کا نام "کرپٹان" رکھا گیا۔ یونانی زبان میں اس کے معنی "مخفی" ہیں۔ اسی طرح عنصر نمبر 54 کو زی نان کے نام سے پکارا گیا جس کے معنی یونانی زبان میں "اجنبی" کے ہیں۔

کسی غیر عامل گیس کا ایٹم جتنا پیچیدہ ہوتا ہے اتنا ہی یہ گیس آسانی سے مائع حالت اختیار کر لیتی ہے۔ نیون 327 درجے مطلق پر ابلتا ہے۔ یہ درجہ حرارت ہائیڈروجن کے نقطہ جوش سے کچھ زیادہ ہے۔ آرگان 87 درجے مطلق پر ابلتا ہے اور یہ آکسیجن کے نقطۂ جوش سے کچھ کم ہے۔ کرپٹان 120 درجے مطلق پر، جبکہ زی نان 166 درجے مطلق پر ابلتا ہے۔

آرگان کے سوا تمام غیر عامل گیسیں بہت کم مقدار میں پائی جاتی ہیں۔ دس لاکھ مکعب فٹ ہوا میں آرگان 9340 مکعب فٹ لیکن نیون صرف 18 مکعب فٹ، ہیلیم سوا پانچ مکعب فٹ، کرپٹان ایک مکعب فٹ اور زی نان صرف اور صرف 12 مکعب انچ ہوتی ہے۔ پھر بھی ہم ایک دلچسپ کھیل کے لئے ان گیسوں کی ضروری مقدار مانع ہوا سے حاصل کر سکتے ہیں۔ جب ان گیسوں کو بڑی بڑی نلیوں (جن کو حسب منشا اور حسب ضرورت کسی بھی شکل میں موڑا جا سکتا ہے) میں بھر کر ان میں سے برقی رو گزاری جاتی ہے تو ان نلیوں میں ہمکیلے اور بھڑکیلے رنگوں کا ایک خوبصورت سماں بندھ جاتا ہے۔ نیون سے نارنجی سرخ رنگ کی روشنی پیدا ہوتی ہے۔ نیون روشنی کو نیون سائن کا نام دیا گیا ہے اور بڑی بڑی شاہراہوں اور شہروں کی سڑکوں پر نیون سائن لگے ہوئے نظر آتے ہیں۔ اس قسم کی نلیوں میں کرپٹان

ہرا یا نیلی سبز روشنی نان نیلی یا سبز روشنی پیدا کرتی ہے جب کہ دوسری غیر عامل گیسوں کے ہمیزہ سے دوسرے رنگ پیدا کیے جا سکتے ہیں۔

زی نان ایک بھاری گیس ہے اور اس لئے اس کے پیچیدہ ایٹم ایکسرے کی شعاعیں روکنے کی اہلیت رکھتے ہیں۔ سینے کے ایکس رے کراتے وقت اگر زی نان کی ایک گہری سانس لی جائے تو یہ ایکس رے پھیپھڑوں کے متعلق مفید معلومات فراہم کرنے کا باعث ہو سکتا ہے۔ روشنی کے بلبوں میں زی نان بھرنے سے ان کا دھاتی تار اس قابل ہو جاتا ہے کہ زیادہ درجہ حرارت برداشت کر سکے۔ چنانچہ اس کی وجہ سے مزید بہتر روشنی کا حصول ممکن ہو جاتا ہے۔



کاربن ـــــــ نامیاتی عنصر

اب تک جن عناصر کا ذکر کیا گیا ہے وہ ایک ایٹم یا دو ایٹموں پر مشتمل مالیکیولوں کی صورت میں پائے جاتے ہیں۔ چونکہ ان عناصر کے ایٹموں یا مالیکیولوں کے درمیان بہت کم کشش پائی جاتی ہے اس لئے یہ مشکل سے مائع حالت اپناتے ہیں یہی وجہ ہے کہ عام درجہ حرارت پر یہ گیسی حالت میں ہوتے ہیں۔

چھ دوری جدول کے چھٹے نمبر کے عنصر کاربن کا ہر ایٹم دیگر چار ایٹموں اور ان میں سے ہر ایک مزید چار چار ایٹموں کے ساتھ مضبوطی سے جکڑا رہتا ہے۔ یوں کاربن کی ایک خاص مقدار میں تمام ایٹم اسی طرز پر مضبوطی سے جکڑے ہوتے ہیں اور مشکل سے قریب لانے کی بجائے کاربن کے ایٹموں کو الگ الگ کرنا از حد مشکل ہوتا ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ عام درجہ حرارت پر کاربن ٹھوس حالت میں پایا جاتا ہے۔ یہ لال سرخ ہونے پر بھی ٹھوس ہی رہتا ہے۔ البتہ 3500 درجے سینٹی گریڈ پر یہ پگھل کر مائع بنتا ہے جب کہ اس کا نقطہ جوش تمام عناصر سے زیادہ ہے۔

لکڑی یا پتھر کا کوئلہ بھی کاربن ہی کی ایک شکل ہے اور لاطینی زبان میں کوئلے

ہی کو کاربن کہا جاتا ہے۔ کوئلہ سیاہ، سخت اور بھربھرا ہوتا ہے۔ کوئلہ اگر چہ جلتا ہے (اس راز سے زمانہ قدیم کے لوگ بھی واقف تھے۔ وہ کالی سیاہ چٹانوں کو آگ پکڑتے دیکھ کر حیران ہوتے تھے) لیکن یہ آسانی سے آگ نہیں پکڑتا اور مزید یہ کہ کوئلے کی آگ کو برقرار رکھنے کے لئے کافی مہارت کی ضرورت ہوتی ہے یہی وجہ ہے کہ عرصہ دراز سے لوگ آگ کے لئے لکڑی کا استعمال کرتے رہے ہیں کیونکہ ایک تو اسے حاصل کرنا آسان ہے اور دوسرے اسے آگ لگانا اتنا مشکل نہیں۔

البتہ گزشتہ دو صدیوں سے گھروں کو گرم رکھنے، کارخانے چلانے، فولاد تیار کرنے اور بجلی بنانے میں توانائی کے حصول کے لئے کوئلہ کا استعمال ہونے لگا ہے۔ زمانہ حال میں ان تمام کاموں کے لئے شمسی اور ایٹمی توانائی جیسے منابع خیال کیے جاتے ہیں۔ مستقبل میں انہی دو ذرائع سے توانائی حاصل ہو سکے گی۔

بیسویں صدی عیسوی کے شروع میں کوئلے کا استعمال خوب زوروں پر تھا۔ پھر دیکھتے ہی دیکھتے پٹرولیم کے استعمال کا چرچا ہونے لگا اور کوئلے کے استعمال میں کمی آنے لگی۔ اب تو یوں لگتا ہے کہ مستقبل قریب میں ایٹمی توانائی پٹرولیم کی جگہ لے لے گی۔ چھم آج بھی کوئلہ نکالنے والے مزدوروں کی ہڑتال ایک تشویشناک بات سمجھی جاتی ہے کیونکہ کوئلہ کی کمی سے لوہے کی ملیں، ریل گاڑیاں اور کئی کارخانوں کے بند ہونے کا اندیشہ ہوتا ہے۔

آج کا کوئلہ جن ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے یہی ایٹم ماضی میں کسی حیاتی مادے کا جز تھے۔ کاربن تمام حیاتی مادوں میں موجود ہوتا ہے۔ انسانی جسم میں کل دس فیصد کاربن ہوتا ہے۔

زیادہ تر پودوں اور جانوروں (ننانوے فی صد) میں صرف چار قسم کے مختلف ایٹم، یعنی کاربن، ہائیڈروجن، آکسیجن اور نائٹروجن پائے جاتے ہیں۔ جب دلدلوں میں اگنے والے پودے مر جاتے ہیں تو یہ دلدل کے پانی میں دھنس جاتے ہیں اور ان میں گلنے اور سڑنے کا سست عمل شروع ہو جاتا ہے۔ اس عمل کی وجہ سے کاربن، ہائیڈروجن، آکسیجن اور نائٹروجن پر مشتمل پیچیدہ اور بڑے بڑے مالیکیول تحلیل ہو کر سادے مالیکیولوں میں

تبدیل ہو جاتے ہیں۔ یہ سادے مالیکیول یا تو گیسی حالت (جیسے نائٹروجن یا امونیا) میں ہوتے ہیں یا مائع حالت (جیسے پانی) میں۔ پھر یہ تمام سادے مالیکیول گلے سڑے پودے سے آبی کے ساتھ خارج ہو جاتے ہیں۔ چنانچہ اس عمل کے بعد ان گلے سڑے اور مردہ پودوں میں سے تین قسم کے ایٹم (ہائیڈروجن، آکسیجن اور نائٹروجن) غائب ہو جاتے ہیں۔ کاربن کے کچھ ایٹم بھی ان سادہ مالیکیولوں کے ساتھ اڑ جاتے ہیں جبکہ زیادہ تر کاربن ان گلے سڑے پودوں میں باقی رہ جاتا ہے۔

اس طرح گلنے سڑنے کے عمل کے بعد ان پودوں میں کاربن کی فی صد مقدار بڑھ جاتی ہے۔ اگر سب سے پہلے خشک لکڑی کا کیمیائی تجزیہ کیا جائے تو معلوم ہوگا کہ اس میں 50 فیصد کاربن ہوتا ہے۔ گلنے سڑنے کے پہلے مرحلے میں یہ "نباتی کوئلے" کی شکل اختیار کرتا ہے جس میں 60 فیصد کاربن ہوتا ہے۔

جب یہ نباتی کوئلہ آہستہ آہستہ گرد و مٹی کے نیچے دب جاتا ہے تو مزید گلنے سڑنے پر "بھورے کوئلے" میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس میں 67 فیصد کاربن ہوتا ہے۔ بھورے کوئلے کی ایک قسم بہت سخت اور سیاہ ہوتی ہے اور اس کی سطح پر اعلیٰ قسم کی پالش بھی کی جا سکتی ہے۔ اسے سنگ موئی (Jet) کے نام سے پہچانا جاتا ہے۔ یہ ایک خوبصورت زیور ہے مگر اب بطور زیور اس کا استعمال متروک ہو چکا ہے۔ جب بھورا کوئلہ مزید مٹی کے نیچے آ کر دب جاتا ہے تو اس دباؤ کے تحت گلنے سڑنے کا عمل بھی مزید تیز ہو جاتا ہے۔ اس کے نتیجے میں "نرم کوئلہ" (Bituminous Coal) حاصل ہوتا ہے۔ اس میں 80 فی صد کاربن ہوتا ہے۔ گلنے سڑنے کا یہ عمل "پتھر کا کوئلہ" (Anthracite Coal) بننے کے بعد رُک جاتا ہے۔ پتھر کے کوئلے میں 95 فیصد کاربن ہوتا ہے۔

لکڑی اس لیے جلد آگ پکڑتی ہے کہ جب اسے گرم کیا جاتا ہے تو اس کے پیچیدہ مالیکیول آسانی سے آگ پکڑنے والی گیسوں کے سادہ مالیکیولوں میں تحلیل ہو جاتے ہیں۔ اس لحاظ سے لکڑی کو آگ لگانا مشکل نہیں ہوتا، مگر لکڑی کا شعلہ زرد اور دھواں دار ہوتا ہے۔ کوئلے میں سے آسانی سے آگ پکڑنے والی گیسیں چونکہ پہلے ہی نکل چکی ہوتی ہیں، اس لیے اسے آگ لگانا قدرے مشکل ہوتا ہے۔ لیکن ایک دفعہ جب اسے آگ لگ جاتی ہے

تو یہ آگ لکڑی کی آگ سے کہیں زیادہ تیز اور گرم ہوتی ہے۔ ایک کلو گرام لکڑی کی نسبت ایک کلو گرام کوئلہ دو گنی حرارت دیتا ہے۔

پتھر کا کوئلہ جلتے وقت بالکل دھواں نہیں دیتا۔ البتہ نرم کوئلے کا شعلہ دھواں دیتا ہے کیونکہ اس میں کاربن کے علاوہ دیگر ایٹم بھی موجود ہوتے ہیں۔ اگر گھروں میں صرف نرم کوئلہ جلایا جائے تو اس کے دھوئیں سے ناخوشگوار ماحول پیدا ہو گا جو صحت کے لیے نقصان دہ ثابت ہو سکتا ہے۔

نرم کوئلہ چونکہ پتھر کے کوئلے کی نسبت کثرت سے پایا جاتا ہے اور چونکہ کارخانوں اور ریل گاڑیوں میں کوئلے کی کھپت بھی بہت زیادہ ہوتی ہے، اس لیے یہاں نرم کوئلہ استعمال کیا جاتا ہے۔ کوئلے کی آگ کی وجہ سے آج ہماری فضا میں ان جلے کاربن کے ذرات کی وافر مقدار شامل ہو گئی ہے جو کالک کی صورت میں ہر جگہ جمع ہوتی رہتی ہے۔ اس کالک نے ہمارے شہروں کو، لکڑی کے استعمال کے دور کی نسبت کہیں زیادہ گندہ کر دیا ہے۔ ہر سال ہمارے بڑے بڑے شہروں کے ایک مربع میل رقبہ پر تقریباً چار پانچ سو ٹن کالک جمتی ہے۔

کوئلے کے بننے میں بہت سارے پودے کام آتے ہیں۔ حساب لگایا گیا ہے کہ زیر زمین کوئلے کی ایک فٹ موٹی تہ حاصل کرنے کے لئے گلے سڑے پودوں کی 20 فٹ موٹی تہ درکار ہوتی ہے۔ اس سے اندازہ لگایا جا سکتا ہے کہ زیر زمین موجود لاکھوں کروڑوں ٹن کوئلے کے لیے کتنے جنگلات کے پودے گلنے سڑنے کے عمل سے گزرے ہوں گے اور اس عمل میں کتنا وقت صرف ہوا ہو گا۔

حرارت کے حصول کے علاوہ کاربن کو اور کئی مقاصد کے لیے بھی جلایا جاتا ہے۔ کاربن کی دو سلاخوں کے درمیان برقی رو گزارنے سے اس خلا میں نہایت ہی سفید روشنی کی چمک کوند پڑتی ہے جو کاربن کے آہستہ آہستہ جلنے سے حاصل ہوتی ہے۔ اس قسم کا قوسی لیمپ متحرک تصویری پروجیکٹروں میں استعمال ہوتا ہے۔ اگر تصویر کو بہت بڑی سکرین پر دکھانا مقصود ہو تو اس قوسی لیمپ کی وجہ سے تصویر صاف اور روشن نظر آتی ہے۔ کوئلہ کے استعمال سے پہلے، جس وقت دنیا میں ہر طرف جنگل ہی جنگل ہوا کرتے تھے اور لکڑی

اتنی مشکل نہیں تھی۔ لوگ خود ہی کوئلہ تیار کیا کرتے تھے۔ وہ زیادہ مقدار میں لکڑیاں اکٹھی کر کے ایک گڑھے میں ترتیب سے رکھ دیتے اور اوپر سے مٹی ڈال کر آگ لگا دیتے تھے۔ اگر اسی لکڑی کو کھلی ہوا میں آگ لگائی جاتی تو یہ جل کر راکھ بن جاتی تھی۔ لیکن چونکہ زمین کے اندر آکسیجن کی مقدار بہت کم ہوتی تھی، اس لیے ان لکڑیوں میں موجود کاربن کی اچھی خاصی مقدار جلنے سے بچی رہتی تھی اور جب آدھ جلی لکڑیوں پر سے مٹی ہٹائی جاتی تھی تو انہیں خاص کاربن یا مشتعل سیاہ کوئلہ ہاتھ آتا تھا۔ اسے لکڑی کا کوئلہ کہا جاتا ہے۔ لکڑی کا کوئلہ بھی بہت تیز آگ دیتا ہے، دیر سے آگ پکڑتا ہے اور عام لکڑی کی نسبت کم دھواں پیدا کرتا ہے۔

اس طریقے سے کوئلے کی تیاری پر بہت سی کارآمد گیسیں ضائع ہو جاتی تھیں۔ چنانچہ آج کل لکڑی کے کوئلے کو ہوا کی عدم موجودگی میں حرارت پہنچائی جاتی ہے اور اس عمل میں دیگر بہت سی گیسیں اور مائعات حاصل ہوتے ہیں، ان سب کو اکٹھا کر کے حسب ضرورت استعمال میں لایا جاتا ہے۔

لکڑی کے کوئلے کے باریک سفوف میں دیگر کئی قسم کے مالیکیولوں کو جذب کرنے کی صلاحیت پائی جاتی ہے۔ اس خاصیت کی وجہ سے بعض قسم کے مالیکیول لکڑی کے کوئلے کی سطح کے ساتھ مضبوطی سے چمٹ جاتے ہیں۔ عام طور پر کوئی مالیکیول جتنا بڑا ہوتا ہے اتنا ہی وہ مضبوطی سے چمٹتا ہے۔ لکڑی کے کوئلے کے اس باریک سفوف کو مشتعل کوئلہ (Activated Charcoal) بھی کہا جاتا ہے۔

مشتعل کوئلہ رنگ کاٹ کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ چنانچہ صاف کی ہوئی چینی میں سے بھورے رنگ کی بعض آمود گیاں دور کرنے کے لئے مشتعل کوئلہ استعمال ہوتا ہے تاکہ سفید چینی حاصل ہو۔ پہلے ہمارے یہاں دیسی چینی ملتی تھی۔ اسے اس عمل میں سے نہیں گزارہ جاتا تھا۔ اس کا رنگ، بھورا اور ذائقہ موجودہ چینی سے ذرا مختلف ہوتا ہے۔

بھورے رنگ کی آمود گیوں کے مالیکیول چینی کے مالیکیولوں سے بہت بڑے ہوتے ہیں۔ جب چینی کے محلول میں مشتعل کوئلہ ڈالا جاتا ہے تو آمود گیوں کے یہ تمام

مالیکیول ان مشتعل خردبینی ذرات کے ساتھ چمٹ جاتے ہیں، جبکہ چینی کے مالیکیول چھوٹے ہونے کی وجہ سے ایسا نہیں کر پاتے۔ لہٰذا جب مشتعل کوئلہ اس محلول سے الگ کیا جاتا ہے اور محلول کو بخارات میں تبدیل کیا جاتا ہے، تو اس عمل کے اختتام پر حاصل ہونے والی چینی بالکل سفید ہوتی ہے۔

مشتعل کوئلہ گیس ماسک میں بھی استعمال ہوتا ہے۔ گیس ماسک مہینے کے بعد ہوا تاک اور بھیچھڑوں میں پہنچنے سے پہلے ماسک کے ایک برتن نما حصے میں سے گزرتی ہے جو مشتعل کوئلے سے بنا ہوتا ہے۔ اس حصے میں سے آکسیجن اور نائٹروجن کے مالیکیول تو آسانی سے گزر جاتے ہیں جبکہ زہریلی گیسوں کے مالیکیول جو کہ نسبتاً بڑے ہوتے ہیں، مشتعل کوئلے کے باریک ذرات سے چمٹ کر اسی حصے میں رہ جاتے ہیں۔

کاربن کے سفوف کو سیاہ کاجل بھی کہا جاتا ہے۔ اس کے سیاہ پن کی وجہ سے اسے کالی سیاہی، طباعتی سیاہی اور کاربن پیپر کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے۔ اسے ربڑ کو مضبوط بنانے کے لئے بھی استعمال میں لایا جاتا ہے۔ موٹر گاڑیوں کے ٹائر اسی وجہ سے سیاہ ہوتے ہیں۔

کاربن کے ایٹموں کی جو ترتیب لکڑی میں ہوتی ہے، ان کی یہی ترتیب کوئلہ بننے کے بعد بھی برقرار رہتی ہے۔ ایسی ٹھوس اشیاء جن میں ایٹم کسی خاص ترتیب کے بغیر ادھر ادھر پڑے ہوں، غیر قلمی کہلاتی ہیں۔ جبکہ وہ ٹھوس اشیاء جن میں ایٹم اقتی اور عمودی کالموں پر مشتمل ایک خاص ترتیب رکھتے ہیں، قلمی اشیاء کہلاتی ہیں۔

گریفائیٹ کاربن کی ایک قلمی شکل ہے۔ یہ ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی "لکھنا" ہے۔ زمین میں گریفائیٹ کے ذخائر دریافت کئے گئے ہیں، تاہم اسے کوئلے سے بھی تیار کیا جا سکتا ہے۔ اگر ہم مخصوص حالات کے تحت کوئلے میں سے برقی رو گزاریں، تو اس میں موجود کاربن کے ایٹم ایک خاص ترتیب اپنا لیتے ہیں۔

گریفائیٹ بھی کوئلے کی طرح سیاہ ہوتا ہے اور 3700 درجے سینٹی گریڈ پر جلتا ہے۔ اس سے کم درجہ حرارت پر یہ بالکل غیر عامل ہوتا ہے۔ چنانچہ اسے تیل کے چولہوں پر پالش کرنے کے لیے استعمال میں لایا جاتا ہے، کیونکہ یہ کم درجہ حرارت پر جل کر اڑتا نہیں۔

گریفائیٹ میں کاربن کے ایٹم باقاعدہ تہوں کی صورت میں ایک دوسرے سے منسلک ہوتے ہیں۔ یہ تہیں مل کر ایک دوسرے سے الگ ہونے کی کوشش میں رہتی ہیں۔ اسی وجہ سے یہ تہیں ایک دوسرے کے اوپر سے اتنی آسانی کے ساتھ پھسلتی ہیں کہ گریفائیٹ بہت ہی ملائم اور چکنا محسوس ہوتا ہے۔ اسی لیے اسے مشینوں کو چکنانے والے عامل کے طور پر بھی استعمال میں لایا جاسکتا ہے۔

اگر گریفائیٹ کے سفوف کو تیل میں رگڑ کھانے والی دو سطحوں اشیاء کے درمیان ڈالا جائے تو اس سے ان کی مزاحمت میں کمی آتی ہے۔ یہ رگڑ کھانے والی اشیا کی سطحوں پر جم جاتا ہے جس کی وجہ سے ان سطحوں میں پھسلن پیدا ہو جاتی ہے۔

چونکہ گریفائیٹ کی تہیں آسانی سے ٹوٹتی ہیں، اس لئے جب اسے کاغذ پر رگڑا جاتا ہے تو یہ وہاں نشان لگاتی ہے۔ دراصل یہ نشانات گریفائیٹ کی تہیں ہوتی ہیں جو رگڑنے کی وجہ سے کاغذ سے چمٹ جاتی ہیں۔ آپ کی پنسل کا "سکہ" گریفائیٹ اور چکنی مٹی کے آمیزہ سے بنتا ہے۔ چکنی مٹی گریفائیٹ کو سخت کرتی اور جلد ٹوٹنے سے بچاتی ہے۔

اگرچہ گریفائیٹ میں کاربن کے ایٹم ایک خاص ترتیب رکھتے ہیں، لیکن قربت کی بہت زیادہ استطاعت رکھنے کے باوجود گریفائیٹ میں کاربن کے ایٹم ایک دوسرے کے اتنے قریب نہیں ہوتے جتنے کوئلے میں ہوتے ہیں۔ البتہ بعض اوقات یوں ہوتا ہے کہ زمین میں زیادہ گہرائی میں موجود گریفائیٹ کے بڑے بڑے تودے، بہت زیادہ درجہ حرارت اور دباؤ کے زیر اثر آجاتے ہیں، جس کی وجہ سے گریفائیٹ میں موجود کاربن کے ایٹم ممکنہ حد تک ایک دوسرے کے قریب آجاتے ہیں۔

جب یہ حالت وقوع پذیر ہوں تو کاربن کی ایک اور قسم، ہیرا وجود میں آتی ہے۔ اس میں بھی کاربن ہی کے ایٹم ہوتے ہیں، لیکن خواص کے لحاظ سے یہ بہت مختلف ہوتی ہے۔ جہاں تک گریفائیٹ کا تعلق ہے یہ سیاہ اور ترہ دار ہوتا ہے، جبکہ یہ دوسری شے عام طور پر بے رنگ اور شفاف ہوتی ہے۔ گریفائیٹ قدرے نرم ہوتا ہے اور چکنائی کے طور پر استعمال ہوتا ہے، جبکہ نئی قسمی شکل اب تک معلوم تمام اشیاء سے سخت ہوتی ہے۔ اگر اس کا سفوف متحرک مشینری کے پرزوں میں ڈالا جائے تو مشینری کے جس جس پرزے کو یہ

لگے گی وہ بیکار ہوتی جائے گی۔ گریفائیٹ میں سے برقی رو گزرتی ہے اور یہی وجہ ہے کہ اس کی سلاخیں خشک بیٹریوں میں استعمال ہوتی ہیں۔ جبکہ نئی قسمی شکل میں سے بجلی نہیں گزر سکتی۔ گریفائیٹ اتنا بکثرت پایا جاتا ہے کہ اسے پنسلوں میں استعمال کیا جاتا ہے جبکہ اس کی نئی قسمی شکل بہت ہی کم یاب ہے اور زیورات میں استعمال ہوتی ہے۔ اس نئی قسمی شکل کا نام ہیرا ہے۔

گریفائیٹ اور عام کوئلے کی طرح ہیرے میں بھی صرف کاربن ہی کے ایٹم ہوتے ہیں۔ فرق صرف یہ ہے کہ اس میں کاربن کے ایٹموں کی ترتیب مختلف ہوتی ہے۔ اگر ہیرے کو بہت زیادہ درجہ حرارت تک گرم کیا جائے تو یہ کوئلے کی طرح جلے گا۔ لیکن ظاہر ہے اتنی مہنگی اور نایاب چیز کو کون جلانا پسند کرے گا۔

ہیرا اور گریفائیٹ بالکل اسی طرح کاربن کی دو بہروپی اشکال ہیں جیسے اوزون آکسیجن کی ایک بہروپی شکل ہے

جب شیشے کے منشور میں سے سورج کی سفید روشنی گزرتی ہے تو یہ مختلف رنگوں کے قوس قزح میں بنتی ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ جب کسی شفاف سطح پر ایک مخصوص زاویہ سے روشنی کی کوئی شعاع پڑتی ہے تو یہ راستہ موڑ لیتی ہے۔ اس لئے سورج کی سفید روشنی بھی جب کسی شفاف سطح پر پڑتی ہے تو اس کے اجزاء مختلف سمتوں میں مڑ جاتے ہیں اور منشور کے دوسری طرف پردہ پر مختلف مقامات پر نمایاں ہو جاتے ہیں۔ یوں مختلف رنگوں کا ایک قوسِ قزح حاصل ہوتا ہے۔

تمام شفاف سطحیں کم و بیش ایسا ہی کرتی ہیں۔ بارش کے بعد فضا میں معلق بارش کے شفاف قطرے بھی یہی کام سر انجام دیتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ بارش کے رک جانے کے بعد جب سورج یکدم نکلتا ہے تو آسمان پر ہمیں قوسِ قزح نظر آنے لگتا ہے۔

کوئی شے روشنی کو جتنا زیادہ موڑتی ہے اس سے قوسِ قزح اتنا ہی زیادہ رنگین ہوتا ہے۔ ہیرا چونکہ شیشے اور پانی کی نسبت روشنی کو کہیں زیادہ موڑتا ہے، اس لیے مخصوص تراش و خراش والے ہیرے کو جب روشنی میں لایا جاتا ہے تو اس سے سرخ، نیلی، سبز اور

کئی دوسرے رنگوں کی شعاعیں بھی ہوتی ہیں۔ ان کی وجہ سے ہیرا دست ہی زیادہ دلکش اور خوبصورت معلوم ہوتا ہے۔ ہیرے کی شکل و صورت میں تراش شدہ شیشے کے ٹکڑے سے اس قسم کی شعاعیں خارج نہیں ہوتیں۔ ایسے نقلی شیشے کو مصنوعی ہیرا کہتے ہیں۔ بعض اوقات اس قسم کے شیشوں کی تہ میں کسی دھات کے ذرات شامل کر کے اسے چمکدار بنایا جاتا ہے۔ اس قسم کے شیشے کو نقلی ہیرا کہا جاتا ہے۔

دنیا بھر کی ہیرے کی مانگ زیادہ تر جنوبی افریقہ پوری کرتا ہے کیونکہ دنیا کا 96 فیصد ہیرا یہیں پایا جاتا ہے۔ تاہم صورت حال یہ ہے کہ ہیرے سے مالا مال ذخائر سے حاصل کردہ 60 فی ہتھر میں سے صرف ایک اونس ہیرا ہوتا ہے۔ اس لئے 1955ء میں تجربہ گاہوں میں قلیل مقدار میں مصنوعی ہیروں کی تیاری کے لئے ضروری درجہ حرارت اور دباؤ پیدا کرنے کے لئے کامیاب تجربے کئے گئے۔ یہ "مصنوعی ہیرے" کیمیائی طور پر قدرتی ہیروں ہی کی طرح ہوتے ہیں۔ اس لئے اب انہیں مصنوعی کہنا درست نہیں بلکہ یہ حقیقی ہیرے ہی ہیں۔

ہیرا صنعت میں بہت اہم کام سر انجام دیتا ہے۔ چونکہ یہ تمام معلوم اشیاء میں سخت ترین شے ہے اس لیے اسے بہت ہی سخت فولاد کی رگڑائی، کٹائی اور تراش خراش والے اوزاروں میں استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ ایک خراشی مسالہ (خراش) ہے۔ اس لئے اگر اس کے سفوف کو سخت گوند سے پیتل پر چپکا کر پیتل کو تیز گھمایا جائے تو ہیرے کے سخت ذرات پیتل پر رکھی ہوئی کسی بھی چیز کی رگڑائی کر دیتے ہیں۔ حتیٰ کہ دیگر ہیروں کی تراش خراش کا کام بھی اسی طرح کیا جاتا ہے۔ بلکہ یہ کہنا زیادہ بہتر ہوگا کہ ہیروں کو شکل و صورت دینے اور پالش کرنے کے لئے اس وقت یہی واحد طریقہ ہے۔

صنعتوں میں اعلیٰ قسم کا ہیرا استعمال نہیں کیا جاتا کیونکہ یہ بہت ہی مہنگا ہوتا ہے۔ ہیرا فولاد کسی بھی طریقے سے حاصل کیا گیا ہو، لیکن درجن میں سے صرف ایک ہیرا اتنا شفاف ہوتا ہے کہ زیورات کے طور پر استعمال ہو سکے۔ صنعتوں میں وہ ہیرے استعمال ہوتے ہیں جن میں گریفائیٹ سے ہیرا بننے کا عمل پوری طرح تکمیل کو نہیں پہنچا ہوتا اور ان میں 2 سے 4 فیصد تک گریفائیٹ موجود رہتا ہے۔ یہ ہیرے اسی وجہ سے سیاہ ہوتے ہیں

اور انہیں سیاہ یا کاربنی ہیرا کہا جاتا ہے۔ اگرچہ یہ ہیرے زیورات کے طور پر استعمال نہیں ہوتے۔ لیکن ان میں سختی ہیروں جتنی ہی ہوتی ہے اور صنعتوں میں ان کے سخت پن ہی کی ضرورت ہوتی ہے۔

جب لکڑی دلدلی علاقوں میں گلنے سڑنے کے عمل سے گزرتی ہے تو کاربن کی کچھ مقدار ہائیڈروجن کے ساتھ مرکبات بنا کر لکڑی سے خارج ہو جاتی ہے۔ کاربن کا یہ اخراج گیس کی شکل میں ہوتا ہے۔ جس کے ایک مالیکیول میں پانچ ایٹم ہوتے ہیں۔ ان میں سے ایک ایٹم کاربن کا اور چار ایٹم ہائیڈروجن کے ہوتے ہیں۔ اس گیس کا کیمیائی نام میتھین ہے۔ چونکہ یہ گیس دلدلوں میں موجود گلی سڑی لکڑی سے اٹھتی ہے اس لئے اس گیس کو عام طور پر "دلدلی گیس" بھی کہا جاتا ہے۔

میتھین کی کچھ مقدار دلدل سے باہر نہیں نکلتی بلکہ لکڑی سے کوئلہ بننے کے بعد یہ گیس اس میں جذب ہو جاتی ہے۔ پھر جب کوئلے کی کان کھودی جاتی ہے اور جیسے ہی کان کن کوئلہ توڑتے ہیں تو یہ گیس خارج ہو کر ہوا میں شامل ہو جاتی ہے۔ اس لحاظ سے یہ گیس بہت ہی خطرناک ثابت ہوتی ہے کیونکہ یہ گیس اگرچہ زہریلی نہیں، مگر اس سے سانس گھٹنے لگتا ہے۔ اس کے علاوہ یہ گیس ہائیڈروجن کی طرح ہوا میں دھماکہ بھی کر سکتی ہے۔ کان کن اسی وجہ سے اس گیس کو آگن گیس یا بھڑکیلی گیس کے نام سے پکارتے ہیں۔

لکڑی کے گلنے سڑنے کے عمل کے دوران بعض اوقات ہائیڈروجن اور کاربن میں سے دونوں کی کچھ مقدار دلدل ہی میں ایسے لاتعداد مرکبات کی شکل میں رہ جاتی ہے جن میں کاربن تو لمبی لمبی کڑیوں یا بند حلقوں میں جکڑی ہوتی ہے، جبکہ ہائیڈروجن کے ایٹم ان حلقوں یا کڑیوں میں موجود کاربن کے ایٹموں کے ساتھ بندھے رہتے ہیں۔ کاربن اور ہائیڈروجن کے یہ مرکبات ہائیڈرو کاربنز کہلاتے ہیں۔

پٹرولیم قدرت میں پائی جانے والی ایسی ہی شے ہے۔ اس میں زیادہ تر ہائیڈرو کاربنز ہوتے ہیں۔ کوئلے کی طرح پٹرولیم بھی جلتا ہے۔ چونکہ یہ مائع ہے اس لئے بہت ہی آسانی سے آگ پکڑتا ہے۔ پٹرولیم میں پائے جانے والے مختلف قسموں کے

ہائیڈرو کاربنز کو کسری کشید کے ذریعے ایک دوسرے سے علیحدہ کیا جاسکتا ہے (جیسے مائع ہوا کی کسری کشید کے ذریعے آکسیجن اور نائٹروجن کو علیحدہ کیا جاتا ہے) ۔ چھوٹے مالیکیول والے ہائیڈرو کاربنز کم درجہ حرارت پر، جبکہ بڑے مالیکیول والے ہائیڈرو کاربنز زیادہ درجہ حرارت پر اُبلتے ہیں۔

گیسولین میں بعض کم مالیکیولی وزن والے ہائیڈرو کاربنز بھی ہوتے ہیں۔ ان کو موٹر گاڑیوں، کشتیوں اور جہازوں کے انجنوں میں ایندھن کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ جبکہ پٹرولیم اجتھر میں اس سے بھی چھوٹے مالیکیول والے ہائیڈرو کاربنز ہوتے ہیں اور انہیں (رنی فینگ میں استعمال کیا جاتا ہے۔ ہائیڈرو کاربن کے خاندان کے بڑے بڑے ارکان جیسے مٹی کا تیل، فیوئل آئل، بھکناؤ تیل اور ویزلین وغیرہ میں زیادہ مالیکیولی وزن والے ہائیڈرو کاربنز ہوتے ہیں۔ دوسری نصف صدی میں بحری جہازوں اور موٹر گاڑیوں میں روز افزوں اضافے کی وجہ سے پٹرولیم کی اہمیت میں بہت اضافہ ہوا ہے۔ جبکہ جہاں جہاں ایندھن کے طور پر کوئلہ استعمال ہوتا تھا اب ان میں سے اکثر مقامات پر پٹرولیم استعمال ہونے لگا ہے۔

ہائیڈرو کاربنز میں سب سے زیادہ سادہ مالیکیول میتھین ہے۔ یہ پٹرولیم، دلدلوں اور کوئلے کی کانوں میں پایا جاتا ہے۔ قدرتی گیس میں جو گیس کے کنوؤں سے حاصل کی جاتی ہے اور استعمال کے لیے پائپوں کے ذریعے گھروں اور کارخانوں میں پہنچائی جاتی ہے، 90 فیصد میتھین گیس کے مالیکیول ہوتے ہیں۔

تمام ہائیڈرو کاربنز ان سے ملتے جلتے دیگر مرکبات، جن میں کاربن اور ہائیڈروجن کے علاوہ آکسیجن، نائٹروجن اور دوسرے عناصر کے ایٹم بھی ہوں، نامیاتی مرکبات کہلاتے ہیں۔

اب تک معلوم نامیاتی یعنی کاربن کے مرکبات کی تعداد دیگر تمام مرکبات (غیر نامیاتی یعنی جن میں کاربن نہ ہو) سے کہیں زیادہ ہے۔ چینی ایک نامیاتی مرکب ہے۔ اسی طرح سے نشاستہ، روغن زیتون، ریشم، روئی، نائیلون، سیلولائیڈ، سیلوفین، کاغذ، ربڑ، پٹرولیم

اور بہت سی دوسرے مرکبات یا تو بذات خود نامیاتی مرکبات ہوتے ہیں یا پھر نامیاتی مرکبات کے ہمیشہ سے ہوتے ہیں۔ تمام حیاتی مادہ نامیاتی مرکبات کے ملنے سے بنتا ہے۔

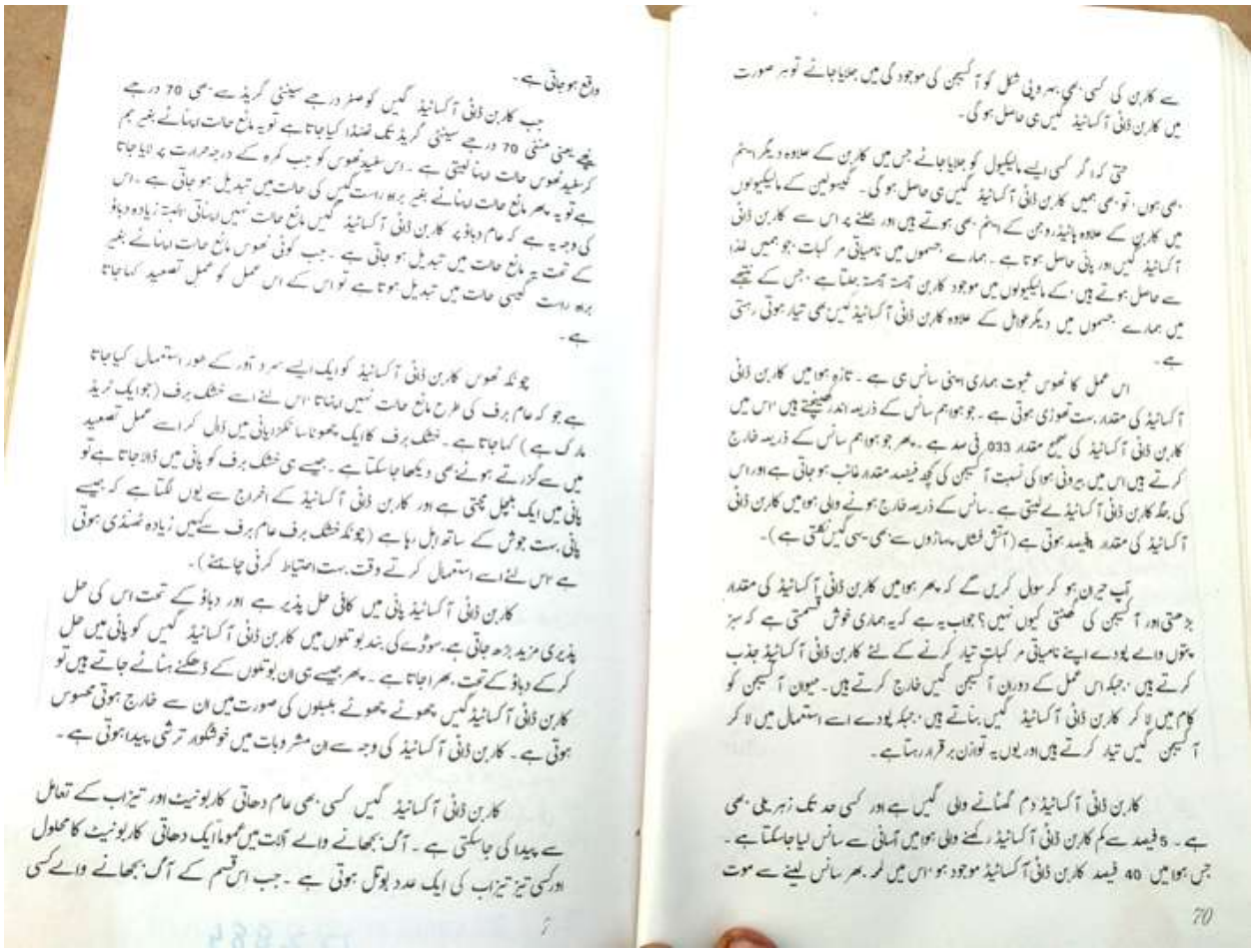
نامیاتی مرکبات کا سب سے بڑا ماخذ پٹرولیم ہے۔ دوسرا بڑا ماخذ نرم کوئلہ ہے جس میں صرف 88 فیصد کاربن ہوتی ہے۔

اگر نرم کوئلے کو ہوا کی غیر موجودگی میں گرم کیا جائے تو کاربن کے ہوا دیگر عناصر مرکبات کی شکل میں خارج ہو جاتے ہیں۔ (البتہ ان مرکبات میں کاربن کی بھی کچھ مقدار شامل ہوتی ہے۔ ایک ٹن نرم کوئلے کو اس طرح گرم کرنے سے 929 مکعب میٹر کول گیس حاصل ہوتی ہے۔ کول گیس دراصل میتھین گیس اور ہائیڈروجن گیس کا آمیزہ ہے اور قدرتی گیس کی طرح گھروں کو گرم رکھنے اور کھانا پکانے کے لئے استعمال کی جاتی ہے۔ اس کے علاوہ اسی ایک ٹن نرم کوئلے سے ہمیں 45 لٹر کول تار ملتا ہے جو ایک سیاہ اور چپچپا مادہ ہوتا ہے۔ کول تار بہت سے نامیاتی مرکبات کا آمیزہ ہے۔ کیمیا دان اس سے خوبصورت رنگ دینے والے مادے، موثر ادویات اور دیگر بے شمار کارآمد اشیا تیار کرتے ہیں۔ اسی ایک ٹن نرم کوئلے میں پائی جانے والی نائٹروجن کو 11 کلو گرام امونیم سلفیٹ کی صورت میں علیحدہ کیا جاسکتا ہے۔ امونیم سلفیٹ بھی ایک خاصا مفید مرکب ہے۔

جب یہ تمام مرکبات علیحدہ ہو جاتے ہیں تو ایک ٹن کوئلے میں سے 750 کلوگرام کاربن باقی رہ جاتی ہے۔ نرم کوئلہ سے حاصل ہونے والی یہ کاربن کوک کہلاتی ہے۔

کوئلے پر مندرجہ بالا عمل کے علاوہ عمل بھی کیا جاسکتا ہے، یعنی اس میں سے ہائیڈروجن علیحدہ کرنے کی بجائے اس میں ہائیڈروجن شامل بھی کی جاسکتی ہے جس کی وجہ سے ہمیں نرم کوئلہ سے گیسولین اور پٹرولیم کے مرکبات جیسی نسبتاً قیمتی اشیاء حاصل ہوتی ہیں۔

جب کاربن کو ہوا کی وافر مقدار کی موجودگی میں جلایا جاتا ہے تو یہ آکسیجن کے ساتھ مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس بناتی ہے جس کے ایک مالیکیول میں کاربن کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ کوئلہ، کوک، لکڑی کا کوئلہ اور گریفائیٹ یا ہیرے میں



سے کاربن کی کسی بھی بہروپی شکل کو آکسیجن کی موجودگی میں جلایا جائے تو ہر صورت میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس ہی حاصل ہو گی۔

حتیٰ کہ اگر کسی ایسے مالیکیول کو جلایا جائے جس میں کاربن کے علاوہ دیگر عناصر بھی ہوں، تو بھی ہمیں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس ہی حاصل ہو گی۔ گلوکوز کے مالیکیولوں میں کاربن کے علاوہ ہائیڈروجن کے ایٹم بھی ہوتے ہیں اور جلنے پر اس سے کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس اور پانی حاصل ہوتا ہے۔ ہمارے جسموں میں نامیاتی مرکبات جو ہمیں غذا سے حاصل ہوتے ہیں، کے مالیکیولوں میں موجود کاربن آہستہ آہستہ جلتا ہے، جس کے نتیجے میں ہمارے جسموں میں دیگر عوامل کے علاوہ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس بھی تیار ہوتی رہتی ہے۔

اس عمل کا ٹھوس ثبوت ہماری اپنی سانس ہی ہے۔ تازہ ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی مقدار بہت تھوڑی ہوتی ہے۔ جو ہوا ہم سانس کے ذریعہ اندر کھینچتے ہیں اس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی صحیح مقدار 033 فی صد ہے۔ مگر جو ہوا ہم سانس کے ذریعہ خارج کرتے ہیں اس میں یہ گیس ہوا کی نسبت آکسیجن کی کچھ فیصد مقدار غائب ہو جاتی ہے اور اس کی جگہ کاربن ڈائی آکسائیڈ لے لیتی ہے۔ سانس کے ذریعہ خارج ہونے والی ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی مقدار 4 فیصد ہوتی ہے (آتش فشاں پہاڑوں سے بھی یہی گیس نکلتی ہے)۔

آپ حیران ہو کر سوال کریں گے کہ پھر ہوا میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی مقدار بڑھتی اور آکسیجن کی گھٹتی کیوں نہیں؟ جواب یہ ہے کہ یہ ہماری خوش قسمتی ہے کہ سبز پتوں والے پودے اپنے نامیاتی مرکبات تیار کرنے کے لئے کاربن ڈائی آکسائیڈ جذب کرتے ہیں، جبکہ اس عمل کے دوران آکسیجن گیس خارج کرتے ہیں۔ یہ پودے آکسیجن کو کام میں لا کر کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس بناتے ہیں، جبکہ پودے اسے استعمال میں لا کر آکسیجن گیس تیار کرتے ہیں اور یوں یہ توازن برقرار رہتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ دم گھٹانے والی گیس ہے اور کسی حد تک زہریلی بھی ہے۔ 5 فیصد سے کم کاربن ڈائی آکسائیڈ رکھنے والی ہوا میں آسانی سے سانس لیا جاسکتا ہے۔ جس ہوا میں 40 فیصد کاربن ڈائی آکسائیڈ موجود ہو، اس میں لمحہ بھر سانس لینے سے موت

واقع ہو جاتی ہے۔

جب کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کو صفر درجے سینٹی گریڈ سے بھی 70 درجے نیچے یعنی منفی 70 درجے سینٹی گریڈ تک ٹھنڈا کیا جاتا ہے تو یہ مائع حالت اپنائے بغیر براہ راست ٹھوس حالت اپنا لیتی ہے۔ اس سفید ٹھوس کو جب کمرہ کے درجہ حرارت پر لایا جاتا ہے تو یہ پھر مائع حالت اپنائے بغیر براہ راست گیس کی حالت میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ عام دباؤ پر کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس مائع حالت نہیں اپناتی البتہ زیادہ دباؤ کے تحت یہ مائع حالت میں تبدیل ہو جاتی ہے۔ جب کوئی ٹھوس مائع حالت اپنائے بغیر براہ راست گیسی حالت میں تبدیل ہوتا ہے تو اس کے اس عمل کو عمل تصعید کہا جاتا ہے۔

چونکہ ٹھوس کاربن ڈائی آکسائیڈ کو ایک ایسے سرد آلہ کے طور استعمال کیا جاتا ہے جو کہ عام برف کی طرح مائع حالت نہیں اپناتا، اس لئے اسے خشک برف (جو ایک ٹریڈ مارک ہے) کہا جاتا ہے۔ خشک برف کا ایک ٹھوسا سا ٹکڑا پانی میں ڈال کر اسے عمل تصعید میں سے گزرتے ہوئے بھی دیکھا جاسکتا ہے۔ جیسے ہی خشک برف کو پانی میں ڈالا جاتا ہے تو پانی میں ایک ہلچل مچتی ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے اخراج سے یوں لگتا ہے کہ جیسے پانی بہت جوش کے ساتھ ابل رہا ہے (چونکہ خشک برف عام برف سے کہیں زیادہ ٹھنڈی ہوتی ہے اس لئے اسے استعمال کرتے وقت بہت احتیاط کرنی چاہئے)۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ پانی میں کافی حل پذیر ہے اور دباؤ کے تحت اس کی حل پذیری مزید بڑھ جاتی ہے۔ سوڈے کی بند بوتلوں میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کو پانی میں حل کر کے دباؤ کے تحت بھرا جاتا ہے۔ پھر جیسے ہی ان بوتلوں کے ڈھکنے ہٹائے جاتے ہیں تو کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس چھوٹے چھوٹے بلبلوں کی صورت میں ان سے خارج ہوتی محسوس ہوتی ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کی وجہ سے ان مشروبات میں خوشگوار ترشی پیدا ہوتی ہے۔

کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کسی بھی عام دھاتی کاربونیٹ اور تیزاب کے تعامل سے پیدا کی جاسکتی ہے۔ آگ بجھانے والے آلات میں عموماً ایک دھاتی کاربونیٹ کا محلول اور کسی تیز تیزاب کی ایک عدد بوتل ہوتی ہے۔ جب اس قسم کے آگ بجھانے والے کسی

آٹے کو اٹھایا جاتا ہے تو تیزاب بوتل سے نکل کر کاربونیٹ کے محلول کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ اس تعامل کے نتیجے میں پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس پیدا ہوتی ہے۔ یہ دونوں ایک تیز دھار کی صورت میں آٹے کے دہانے سے نکلتے ہیں۔ چونکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس ہوا سے ڈیڑھ گنا بھاری ہے اس لئے یہ ہوا میں اس سے اوپر نہیں اٹھتی بلکہ اس کو جلتی ہوئی جس چیز پر بھی ڈالا جائے یہ اس کے اوپر جم جاتی ہے اور ہوا کو نزدیک نہیں آنے دیتی۔ چونکہ یہ گیس خود جلنے کے عمل میں کسی طرح بھی مدد نہیں کرتی اس لئے آگ بجھ جاتی ہے۔

بیکنگ پاؤڈر میں ایک کاربونیٹ اور ایک ہلکا تیزاب ہوتا ہے۔ ان دونوں اشیاء کا یہ ہمیشہ ٹھوس حالت میں ہوتا ہے۔ تیزاب جب تک ٹھوس اور خشک ہو تو یہ کاربونیٹ کے ساتھ تعامل نہیں کرتا۔ بلکہ جب اس پاؤڈر کو کیک اور بسکٹ بنانے کے لئے انڈے، دودھ اور گندھے ہوئے آٹے کے ساتھ ملایا جاتا ہے تو یہ ان اشیاء میں موجود تھوڑے بہت پانی میں حل ہو کر کاربونیٹ کے ساتھ تعامل کرتا ہے جس کے نتیجے میں آہستہ آہستہ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس بنتی ہے۔ پھر جب انڈے، دودھ اور آٹے کے اس آمیزے کو گرم کیا جاتا ہے تو اس میں گیس کے بلبلے بھر جاتے ہیں اور یوں اس سے بننے والا کیک پھول جاتا ہے۔ جب پکائی کا عمل ختم ہوتا ہے تو کیک میں لاکھوں ننھے ننھے سوراخ نظر آتے ہیں۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ کے انہی بلبلوں کی وجہ سے کیک اور بسکٹ نرم اور خستہ ہو جاتے ہیں۔

خمیر (یک خلوی خردبینی پودے) آٹے میں موجود نشاستے پر عمل کر کے کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس پیدا کرتے ہیں۔ ایسے خمیر کو عام طور پر خمیری روٹی بنانے کے لئے استعمال کیا جاتا ہے اور یہی وجہ ہے کہ اس روٹی میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کے بلبلوں سے بننے والے سوراخ دیکھے جاسکتے ہیں۔

جب کاربن کو ہوا کی قلیل مقدار کی موجودگی میں جلایا جاتا ہے تو کاربن کے ہر ایٹم کو آکسیجن کے دو دو ایٹم میسر نہیں آتے۔ اس لئے کاربن کا ایٹم آکسیجن کے ایک ہی ایٹم پر اکتفا کرتے ہوئے اس کے ساتھ مل کر ایک گیس بناتا ہے۔ یہ گیس کاربن مونو آکسائیڈ گیس کہلاتی ہے۔ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس سے اس گیس کا دو امور میں اختلاف

122884

ہے۔

اوّلاً کاربن مونو آکسائیڈ گیس آکسیجن کے دوسرے ایٹم کے ساتھ ملاپ کے لئے ہر وقت تیار رہتی ہے۔ دوسرے لفظوں میں یہ آکسیجن میں جلتی ہے۔ جبکہ کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس میں آکسیجن کے مزید ایٹموں کے سمانے کی گنجائش نہیں ہوتی اس لیے یہ ایک غیر احتراق پذیر گیس ہے۔ اسی لئے اسے آگ بجھانے کے لئے استعمال میں لایا جاتا ہے۔

ثانیاً کاربن مونو آکسائیڈ ایک زہریلی گیس ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ سے کہیں زیادہ زہریلے اثرات رکھتی ہے۔ 0.125 فیصد کاربن مونو آکسائیڈ گیس رکھنے والی ہوا میں آدھ گھنٹے تک سانس لینے سے انسان مر جاتا ہے۔ اگر اس گیس کے ایک فیصد کا ہزارواں حصہ بھی ہوا میں موجود ہو تو یہ انسان کو سر درد لاحق کرنے کے لئے کافی ہوتا ہے۔

کاربن مونو آکسائیڈ گیس اس لئے زہریلی ہے کہ یہ خون کے سرخ جسیموں میں موجود ایک مادے ہیموگلوبن کے ساتھ مضبوطی سے بندھ جاتی ہے۔

ہیموگلوبن کا کام یہ ہے کہ خون جب پھیپھڑوں میں سے گزرتا ہے تو یہ سانس کے ذریعے سے آنے والی آکسیجن کو جذب کر کے جسم کے ایک ایک عضو تک پہنچاتی ہے۔ جب پھیپھڑوں میں آکسیجن کی بجائے کاربن مونو آکسائیڈ موجود ہو تو ہیموگلوبن کاربن مونو آکسائیڈ ہی کو جذب کر کے اس سے چمٹ جاتی ہے۔ اس وجہ سے اب یہ آکسیجن نہیں لے جاسکتی۔ چنانچہ آکسیجن کی کمی سے انسان کا دم گھٹنے لگتا ہے۔ کاربن مونو آکسائیڈ کا یہ برا اثر نہ تو پودوں اور بیکٹیریا پر ہوتا ہے اور نہ ہی ایسے جانوروں پر، جن کے خون میں سرخ جسیمے نہیں ہوتے۔

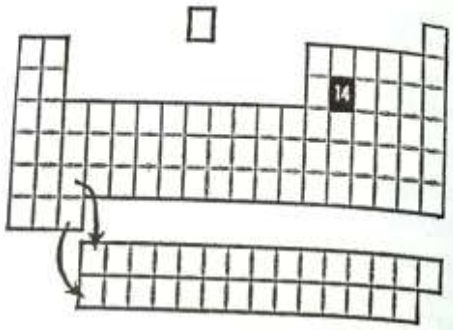
کاربن مونو آکسائیڈ کے مہلک اثرات سے متاثر ہونے کا خطرہ اب زیادہ ہوتا جا رہا ہے کیونکہ آج کے صنعتی دور میں یہ گیس ہر جگہ خطرناک حد تک ہوا میں موجود رہتی ہے۔ چنانچہ موٹر گاڑیوں کے انجن میں گیسولین (پٹرول) کے جلنے کے دوران وافر مقدار میں آکسیجن نہ ہونے کی وجہ سے کچھ کاربن مونو آکسائیڈ گیس بھی بنتی ہے جو سائلنسر کے

DYAL SINGH TRUST LIBRARY

ذریعے باہر خارج ہوتی رہتی ہے۔ یہ کاربن مونو آکسائیڈ کھلی اور تازہ ہوا میں پھیل کر آکسیجن کے مالیکیولوں کے ساتھ ملاپ کرتی ہے، جس کے نتیجہ میں کاربن ڈائی آکسائیڈ جیسی ایک بے ضرر گیس پیدا ہوتی ہے۔ پھر اگر کسی بند گیراج میں موٹر گاڑی کے انجن کو سٹارٹ کر کے چھوڑ دیا جائے یا اگر موٹر کار کے باڈی میں سے گزرنے والی خرابی نالی میں سوراخ ہو اور موٹر کار کی کھڑکیاں بند ہوں، تو تازہ ہوا کی غیر موجودگی میں کاربن مونو آکسائیڈ کی مقدار ہوا میں زیادہ ہوتی جائے گی جس سے موت واقع ہو سکتی ہے۔

ایک اور گیس جس کا صنعتوں میں عام استعمال ہے، کول گیس ہے۔ اس میں زیادہ تر کاربن مونو آکسائیڈ گیس ہوتی ہے اور اس لئے یہ بھی زہریلی ہے۔ واٹر گیس میں بھی کاربن مونو آکسائیڈ کی خاصی مقدار موجود ہوتی ہے۔ واٹر گیس بنانے کے لئے ہوا کی عدم موجودگی میں بھاپ کو نیل سرخ کوئلے کے اوپر سے گزارا جاتا ہے۔ اس عمل کے تحت کوک میں موجود کاربن کے ایٹم پانی میں سے آکسیجن کے ایٹم حاصل کر کے کاربن مونو آکسائیڈ گیس بناتے ہیں، جبکہ ہائیڈروجن کے ایٹم باقی رہ جاتے ہیں۔ اس طرح کاربن مونو آکسائیڈ اور ہائیڈروجن کا آمیزہ حاصل ہوتا ہے جسے واٹر گیس کہتے ہیں۔ یہ ایک مفید مگر زہریلی گیس ہے۔ مفید اس لحاظ سے کہ اس کو ایندھن کے طور پر استعمال کیا جا سکتا ہے۔ اس قسم کی گیسوں میں بو رکھنے والے مرکبات شامل کئے جاتے ہیں تاکہ جیسے ہی یہ گیسیں ہوا میں خارج ہوں تو لوگ اس کی بو محسوس کر سکیں اور اس سے بچاؤ کی بروقت تدابیر اختیار کی جا سکیں۔ گیس لائن میں لیکنگ پائپ کے ذریعے سورخ کی نشاندہی کی بھی کوشش نہیں کرنی چاہئے، بلکہ اس صورتحال میں کھڑکیاں کھول کر گیسی کمپنی کو مطلع کرنا چاہیئے۔

اگر نیل سرخ کوئلے کے اوپر سے ہوا گزاری جائے تو ہوا کی آکسیجن کی جگہ تو کاربن مونو آکسائیڈ لے لیتی ہے، لیکن نائٹروجن اسی طرح ہوا میں باقی رہ جاتی ہے۔ نائٹروجن اور کاربن مونو آکسائیڈ کا یہ آمیزہ پیداواری گیس کہلاتا ہے۔ گو یہ ایک اچھا ایندھن نہیں، لیکن یہ سستا ہے اور اگر اس کا استعمال اسی جگہ پر ہو جہاں یہ تیار کی جاتی ہے تو بہت مفید ثابت ہو سکتی ہے۔



سیلیکان ـــــــ مٹی کا عنصر

زمین کے قشر کی چٹانوں میں دوسرے نمبر پر (پہلا نمبر آکسیجن کا ہے) بکثرت پایا جانے والا عنصر سیلیکان ہے۔ دوری جدول میں اس کو چودھویں نمبر پر رکھا گیا ہے۔ قشر ارض کے سو ایٹموں میں سے ساٹھ ایٹم آکسیجن کے اور بیس ایٹم سیلیکان کے ہوتے ہیں۔

سیلیکان قدرت میں آزاد حالت میں نہیں پایا جاتا۔ یہی وجہ ہے کہ اگرچہ بکثرت پائے جانے والے عناصر میں یہ دوسرا درجہ رکھتا ہے، اس کے باوجود ہمیشہ ور کیمیا دانوں میں سے بہت کم نے خالص سیلیکان دیکھا ہو گا۔ اس کو بہت سی مختلف، بے رونی اشکال میں تیار کیا جا سکتا ہے۔ 1823ء میں ایک سویڈش کیمیادان اجانز جیکب برزیلیس نے پہلی دفعہ اس کی ایک بے رونی شکل تیار کی تھی۔ ایک خالص عنصر کے طور پر اس کا استعمال شاذ و نادر ہی ہوتا ہے، کیونکہ عنصری حالت میں اس کے فوائد چند ایک ہیں۔

البتہ مستقبل قریب میں اس کی عنصری حالت کارآمد ثابت ہو سکتی ہے، کیونکہ

حال ہی میں ایسی شمسی بیٹریاں تیار کی گئیں ہیں جو سورج کی روشنی سے بجلی تیار کر سکتی ہیں۔ اگرچہ ابھی تک یہ بیٹریاں تجربہ گاہوں کی زینت بنی ہوئی ہیں لیکن ایک دن ایسا ضرور آئے گا کہ یہ انسان کے لئے طاقت کا ایک اہم ذریعہ ثابت ہوں گی۔ ان شمسی بیٹریوں میں خاص سیلیکان کی پلیٹیں استعمال ہوتی ہیں۔

سیلیکان کے مرکبات کی فہرست کافی لمبی ہے۔ ان میں سے بعض تو بہت مشہور ہیں اور کثرت سے پائے جاتے ہیں۔ کئی مرکبات تو بہت ہی کمیاب ہیں اور بعض انتہائی خوبصورت ہوتے ہیں۔

سیلیکان کو دوری جدول میں کاربن سے بالکل نیچے کے خانے میں رکھا گیا ہے۔ کیونکہ اس کے کئی خواص کاربن سے ملتے جلتے ہیں۔ مثلاً قلمی سیلیکان کے ایک بھونے سے نکونے میں ایٹموں کی ترتیب، بالکل قلمی کاربن کے ایک بھونے سے نکونے میں ایٹموں کی ترتیب کی طرح ہوتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ سیلیکان بھی کاربن کی طرح ایک سخت ٹھوس ہے۔ البتہ چونکہ سیلیکان کے ایٹم کاربن کے ایٹموں سے بڑے ہوتے ہیں اس لیے کاربن کے ایٹموں جتنے قریب نہیں آسکتے۔ ویسے سیلیکان نہ تو کاربن جتنا سخت ہے اور نہ ہی اس کا نقطہ پگھلاؤ کاربن جتنا زیادہ ہے۔ یہ 1420 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے جبکہ کاربن کا نقطہ پگھلاؤ 3500 درجے سینٹی گریڈ ہے۔

ان دونوں عناصر میں اس مشابہت کی وجہ سے بعض اوقات ایسا ہوتا ہے کہ سیلیکان کے ایٹم کاربن کے ایٹموں کی جگہ لے لیتے ہیں۔ مثلاً اگر کوک (جو کہ خالص کاربن ہے) اور ریت (جو کہ سیلیکان کا ایک مرکب ہے) کو ملا کر موزوں حالات کے تحت برقی رو کے ذریعہ بہت زیادہ گرم کیا جائے تو ریت میں موجود سیلیکان کے ایٹم کوک میں موجود کاربن کے آدھے ایٹموں کو باہر دھکیل کر اس کی جگہ خود لے لیتے ہیں اور آخر میں ایک ایسی شے حاصل ہوتی ہے جس میں نصف ایٹم کاربن کے اور نصف ایٹم سیلیکان کے ہوتے ہیں۔ یہ شے سیلیکان کاربائڈ یا کاربورنڈم کہلاتی ہے۔

کاربورنڈم اگرچہ سیلیکان سے سخت ہوتا ہے مگر ہیرے جتنا سخت نہیں ہوتا۔ البتہ

ہیرے کے بعد یہ تمام اشیاء میں سے سخت ترین شے ہے۔ مزید برآں یہ ہیرے کی نسبت بہت سستا ہوتا ہے۔ اس لئے صنعتوں میں پیسنے کے کام اور پالش کی تہیں چڑھانے کے لیے اسے وسیع پیمانے پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کا نقطہ پگھلاؤ 2700 درجے سینٹی گریڈ ہے یعنی سیلیکان اور کاربن کے بین بین۔ اس کو بھٹیوں کی اندرونی دیواروں میں استعمال کیا جاتا ہے۔

سیلیکان کچھ مخصوص اور مسحور کن حالات کے زیر اثر بھی کاربن کی جگہ لے لیتا ہے۔ بعض اوقات مردہ اجسام جب زمین کے اندر گلنے سڑنے کے عمل سے گزرتے ہیں تو کوئلہ میں تبدیل نہیں ہوتے بلکہ اگر حالات سازگار ہوں تو کاربن کے ایٹموں کی جگہ مٹی میں پائے جانے والے سیلیکان کے ایٹم لے لیتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں کئی سال گزرنے پر یہ جسم ایک قسم کا پتھری نقش بن جاتا ہے۔ اس میں جاندار کی شکل وصورت اور حتیٰ کہ جسمانی تفاصیل بھی صاف نظر آتی ہیں۔ سب سے بڑھ کر یہ کہ اس حالت میں آنے کے بعد اس جسم پر نہ تو کوئی تبدیلی آسکتی ہے اور نہ ہی اس میں گلنے سڑنے کا عمل جاری ہوسکتا ہے۔ یوں یہ جسم لاکھوں بلکہ کروڑوں سال اپنی حالت میں قائم رہ سکتا ہے۔ اس قسم کے پتھر کے ڈھانچے "رکاز" کہلاتے ہیں۔ ایسے ہی رکازوں کے مطالعے سے سائنسدان یہ جان چکے ہیں کہ زمین پر ماضی میں کس قسم کے جاندار رہا کرتے تھے اور پھر ان میں بتدریج کیا کیا تبدیلیاں رونما ہوئیں۔ رکاز کے بننے کے ایسے عمل کو تحجریت (Petrification) کہا جاتا ہے۔

سیلیکان کے ایٹم بھی کاربن کے ایٹموں کی طرح حلقے بنا سکتے ہیں۔ لیکن چونکہ سیلیکان کے ایٹموں کے درمیان گرفت کاربن کے ایٹموں کی نسبت بہت کمزور ہوتی ہے، اس لئے ان کے حلقے بھی کمزور ہوتے ہیں اور آسانی سے ٹوٹ جاتے ہیں۔ البتہ اس کے بھونے بھونے حلقے بہت مدت تک برقرار رہ سکتے ہیں۔ اسی طرح سیلیکان اور آکسیجن کے ایٹموں کو یکے بعد دیگرے ترتیب دے کر ایسے حلقے بھی بنائے جاسکتے ہیں جو کاربن کے حلقوں جتنے لمبے بھی ہوں گے اور ان کی آپس میں گرفت بھی کافی مضبوط ہوگی۔ ان حلقوں میں موجود سیلیکان کے ایٹم کے ساتھ کاربن اور ہائیڈروجن کے ایٹموں پر مشتمل گروپ بھی باندھے جاسکتے ہیں۔ ان تمام ایٹموں کے ملنے سے بننے والے مرکبات کو سیلیکونز

(Silicones) کہا جاتا ہے۔

سیلیکونز کو کئی مقاصد کے لیے استعمال کیا جاتا ہے اور اس کی کئی اقسام ہیں جو ایک دوسرے سے حلقوں کی لمبائی اور کاربن پر مشتمل گروپوں کی بناء پر مختلف ہوتی ہیں۔ بعض سیلیکونز کو چکناؤ عامل اور وارنش کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ ان مقاصد کے لئے ان سیلیکونز کا استعمال اس نکتہ نظر کے تحت کیا جاتا ہے کہ ان پر حرارت یا ٹھنڈک کا کوئی اثر نہیں ہوتا۔ جبکہ گریس اور عام تیل زیادہ حرارت یا زیادہ ٹھنڈک پر بے کار ہو جاتے ہیں۔ انہیں "دافع آب پرت" کے طور پر بھی بعض اشیاء کی سطحوں پر لگایا جاتا ہے۔ نیز یہ ماقوفی سیالوں (Hydraulic fluids) اور مصنوعی ربڑ وغیرہ کے طور پر بھی استعمال میں لایا جاتا ہے۔

سیلیکون کی ایک قسم کو سلی پوٹی (Silly Putty) کہتے ہیں۔ اس میں آکسیجن و سیلیکان کی لڑی اتنی زیادہ لمبی ہوتی ہے کہ یہ مادہ ایک بہت ہی گاڑھے مائع کی صورت میں نظر آتا ہے۔ اتنا گاڑھا کہ نرم ٹھوس کی طرح معلوم ہوتا ہے۔ یعنی پوٹین یا نمونہ سازی کے لیے تیار کیے گئے گارے کی طرح ہوتا ہے۔ اگر اس کی شکل میں یکدم تبدیلی لانے کی کوشش کی جائے تو یہ اس کے خلاف مزاحمت کرتی ہے۔ البتہ اگر یہ کوشش آہستگی سے کی جائے تو پھر اس کی شکل بگاڑی جاسکتی ہے۔ اگر اس کا ایک گولہ بنا کر دیوار یا فرش پر زور سے دے مارا جائے تو یہ گولہ پہلے تو تیزی سے کسی قدر چوڑا ہوگا مگر پھر سپرنگ کی طرح اپنی ابتدائی شکل اختیار کر لے گا اور ربڑ کی گیند کی طرح واپس لوٹے گا۔ چپم اگر اسے آہستہ آہستہ دبایا جائے تو اسے کوئی بھی شکل دی جاسکتی ہے۔ اگر اس کا ایک بھوتا ڈھیلا کسی جار میں ڈال دیں تو یہ ایک حقیقی مائع کی طرح آہستہ آہستہ اس کی تہ میں پھیلتا جائے گا اور آخر کار جار کی تہ اس سے بھر جائے گی۔

کچھ سیلیکونز دافع آب بھی ہیں۔ بعض اوقات عینک کے شیشوں کو سیلیکون میں بھگوئے گئے کپڑے سے صاف کیا جاتا ہے۔ اس طرح ان شیشوں کے اوپر سیلیکون کی ایک شفاف تہ لگ جاتی ہے جو ان کے ساتھ مضبوطی سے چمٹی رہتی ہے اور جب کوئی یہ عینک لگائے کسی ٹھنڈی جگہ سے گرم کمرے میں قدم رکھتا ہے تو سیلیکون کی تہ ان شیشوں پر

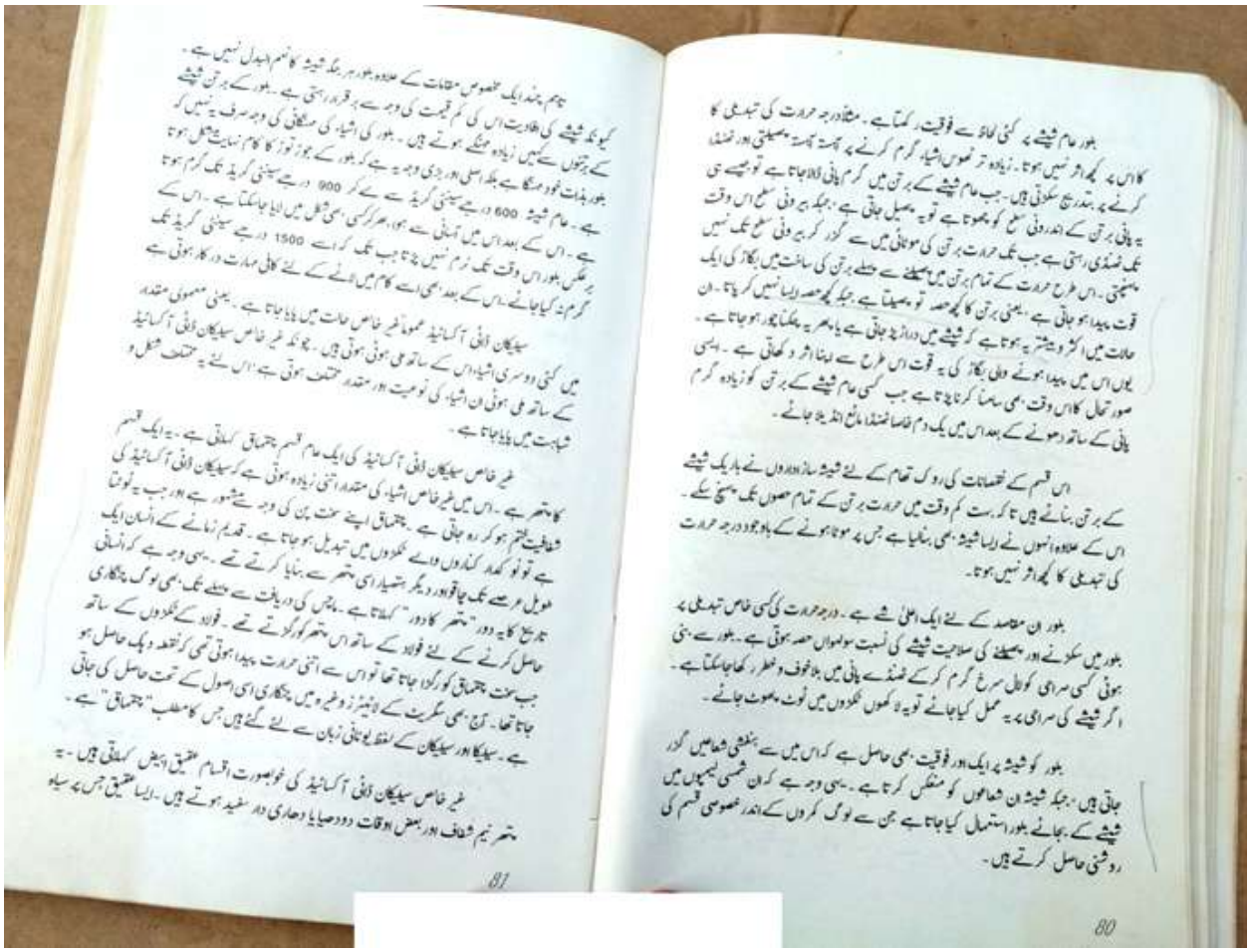
جاپ کے قطرے نہیں بیٹھنے دیتی۔ اسی وجہ سے موٹر گاڑیوں کے شیشوں کے لئے بنائی گئی پالش میں ان سیلیکونز کو استعمال کیا جاتا ہے۔

ہمارے اردگرد سیلیکان کے اہم عام طور پر ایک مرکب کی حالت میں پائے جاتے ہیں۔ اس مرکب کے ایک مالیکیول میں سیلیکان کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ اس مرکب کو کیمیائی طور پر سیلیکان ڈائی آکسائیڈ اور عام طور پر سیلیکا کہا جاتا ہے۔ سیلیکان اس خاصیت میں بھی کاربن سے مشابہت رکھتا ہے کہ کاربن کے مرکب کاربن ڈائی آکسائیڈ کی طرح اس کا یہ مرکب بھی ایک ڈائی آکسائیڈ یعنی سیلیکان ڈائی آکسائڈ ہے۔ پھر ان دونوں میں ایک واضح فرق یہ ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ تو ایک گیس ہے، جبکہ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ ایک ٹھوس ہے اور اسے پگھلانے کے لئے سیلیکان جتنی حرارت درکار ہوتی ہے۔

سیلیکان ڈائی آکسائیڈ دیگر اشیاء کے ساتھ مل کر سیلیکیٹس (Silicates) بناتی ہے۔ چٹانوں اور مٹی میں پائی جانے والی سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کا 48 فی صد سیلیکیٹس کی صورت میں ہوتا ہے۔ لہٰذا کشہ رض میں کسی نہ کسی طرح کم از کم 60 فیصد سیلیکان ڈائی آکسائیڈ ہوتا ہے۔

بعض عام عناصر حیاتی مادے کا حصہ ہوتے ہیں اور جانداروں کو زندہ رکھنے میں اہم کردار ادا کرتے ہیں۔ جیسے آکسیجن، ہائیڈروجن، نائٹروجن اور کاربن۔ سیلیکان بہر حال ان میں شامل نہیں۔ اتنا عام اور بکثرت پائے جانے کے باوجود یہ حیاتی خلیوں کے لئے بالکل بے کار ہے۔ اس کی وجہ غالباً یہ ہے کہ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ اور سیلیکیٹس پانی میں حل پذیر نہیں۔ یہی وجہ ہے کہ عملی طور پر سمندروں میں سیلیکان کا کوئی مرکب نہیں ہوتا اور زندگی کی ابتدا تو سمندر سے ہوئی ہے نہ کہ زمین سے۔

قدرتی طور پر پائے جانے والے خالص سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کو بلور کہا جاتا ہے۔ بلور ایک بے رنگ اور شیشے کی طرح شفاف شے ہے۔ بلکہ یہ شیشے سے بھی کہیں زیادہ شفاف ہوتا ہے، کیونکہ اس میں سے گزرنے والی روشنی اس میں بہت ہی کم جذب ہوتی ہے۔ بلور درحقیقت تمام معلوم ٹھوس اشیاء میں سب سے زیادہ شفاف ہے۔ عام شیشہ چونکہ ایک سیلیکیٹ ہی ہے، اس لئے یہ دونوں اشیاء ایک دوسرے سے ملتی جلتی ہیں۔



بلور عام شیشے پر کئی لحاظ سے فوقیت رکھتا ہے۔ مثلاً درجہ حرارت کی تبدیلی کا
کا اس پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔ زیادہ تر خصوصی اشیاء گرم کرنے پر آہستہ آہستہ پھیلتی اور ٹھنڈا
کرنے پر بتدریج سکڑتی ہیں۔ جب عام شیشے کے برتن میں گرم پانی ڈالا جاتا ہے تو جیسے ہی
یہ پانی برتن کے اندرونی سطح کو چھوتا ہے تو یہ پھیل جاتی ہے، جبکہ بیرونی سطح اس وقت
تک ٹھنڈی رہتی ہے جب تک حرارت برتن کی موٹائی میں سے گزر کر بیرونی سطح تک نہیں
پہنچتی۔ اس طرح حرارت کے تمام برتن میں پھیلنے سے پہلے برتن کی ساخت میں بگاڑ کی ایک
قوت پیدا ہو جاتی ہے۔ یعنی برتن کا کچھ حصہ تو پھیلتا ہے جبکہ کچھ حصہ ایسا نہیں کر پاتا۔ ان
حالات میں اکثر و بیشتر یہ ہوتا ہے کہ شیشے میں دراڑ پڑ جاتی ہے یا پھر یہ پھٹ کر چور چور ہو جاتا ہے۔
یوں اس میں پیدا ہونے والی بگاڑ کی یہ قوت اس طرح سے اپنا اثر دکھاتی ہے۔ ویسی
صورتحال کا اس وقت بھی سامنا کرنا پڑتا ہے جب کسی عام شیشے کے برتن کو زیادہ گرم
پانی کے ساتھ دھونے کے بعد اس میں یک دم خاصا ٹھنڈا مائع انڈیلا جائے۔

اس قسم کے نقصانات کی روک تھام کے لئے شیشہ سازوں نے باریک شیشے
کے برتن بنانے ہیں تاکہ بہت کم وقت میں حرارت برتن کے تمام حصوں تک پہنچ سکے۔
اس کے علاوہ انہوں نے ایسا شیشہ بھی بنایا ہے جس پر موٹا ہونے کے باوجود درجہ حرارت
کی تبدیلی کا کچھ اثر نہیں ہوتا۔

بلور ان مقاصد کے لئے ایک اعلیٰ شے ہے۔ درجہ حرارت کی کسی خاص تبدیلی پر
بلور میں سکڑنے اور پھیلنے کی صلاحیت شیشے کی نسبت سولہواں حصہ ہوتی ہے۔ بلور سے بنی
ہوئی کسی صراحی کو کافی سرخ گرم کر کے ٹھنڈے پانی میں بلا خوف و خطر رکھا جا سکتا ہے۔
اگر شیشے کی صراحی پر یہ عمل کیا جائے تو یہ کئی ٹکڑوں میں ٹوٹ جائے۔

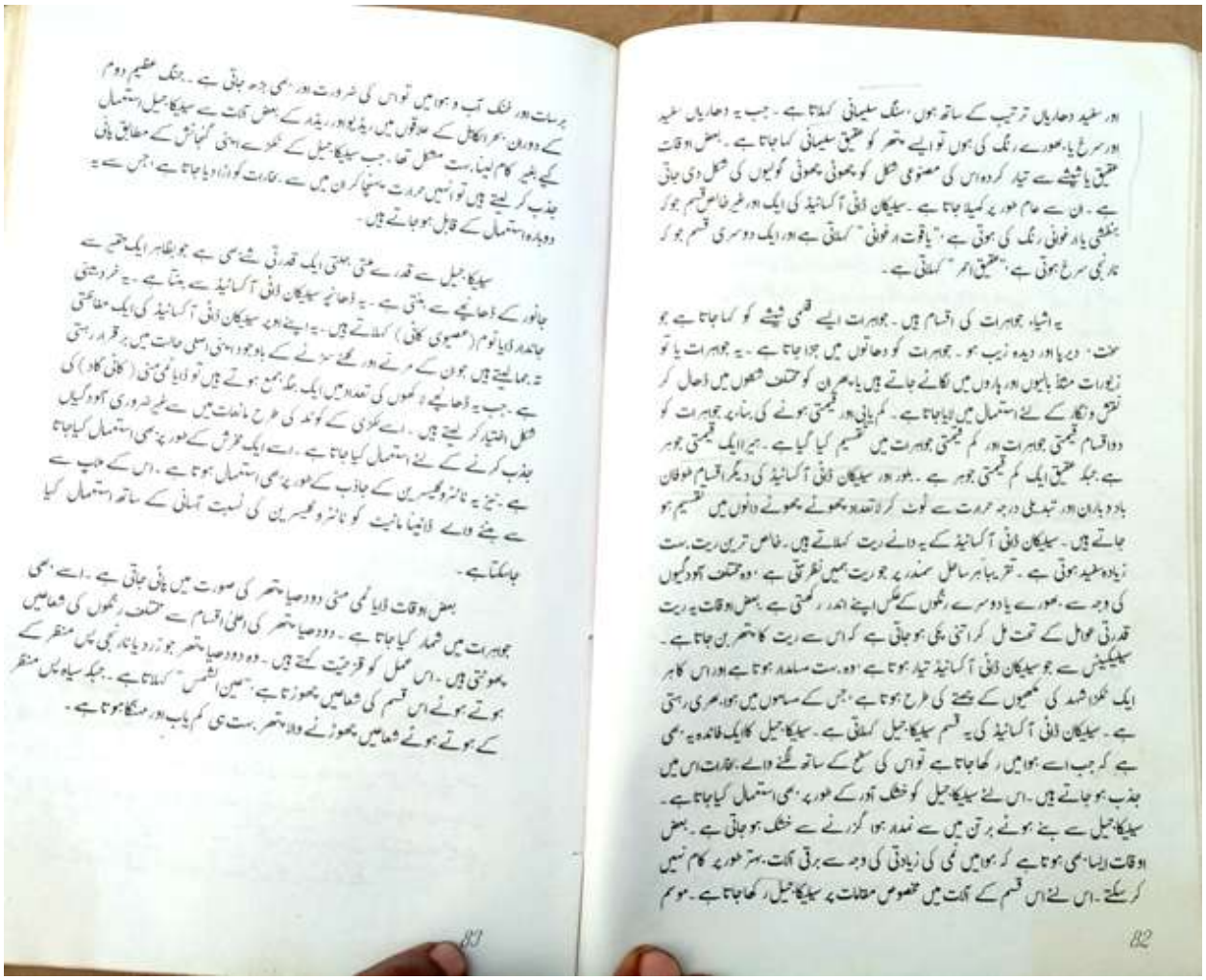
بلور کو شیشہ پر ایک اور فوقیت بھی حاصل ہے کہ اس میں سے بنفشی شعاعیں گزر
جاتی ہیں، جبکہ شیشہ ان شعاعوں کو منعکس کرتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ان شمسی لیمپوں میں
شیشے کے بجائے بلور استعمال کیا جاتا ہے جن سے لوگ کمروں کے اندر خصوصی قسم کی
روشنی حاصل کرتے ہیں۔

چند ایک مخصوص مقامات کے علاوہ بلور ہر جگہ شیشہ کا نعم البدل نہیں ہے۔
کیونکہ شیشے کی طاقت اس کی کم قیمت کی وجہ سے برقرار رہتی ہے۔ بلور کے برتن شیشے
کے برتنوں سے کہیں زیادہ مہنگے ہوتے ہیں۔ بلور کی اشیاء کی مہنگائی کی وجہ صرف یہ نہیں کہ
بلور بذات خود مہنگا ہے بلکہ اصل وجہ یہ ہے کہ بلور کے جوڑ توڑ کا کام نہایت مشکل ہوتا
ہے۔ عام شیشہ 600 درجے سینٹی گریڈ سے لے کر 900 درجے سینٹی گریڈ تک گرم ہوتا
ہے۔ اس کے بعد اس میں آسانی سے ہوا، صراحی، یا کسی شکل میں ڈھالا جا سکتا ہے۔ اس کے
برعکس بلور اس وقت تک نرم نہیں پڑتا جب تک کہ اسے 1500 درجے سینٹی گریڈ تک
گرم نہ کیا جائے۔ اس کے بعد بھی اسے کام میں لانے کے لئے کافی مہارت درکار ہوتی ہے

سیلیکان ڈائی آکسائیڈ عموماً غیر خاص حالت میں پایا جاتا ہے۔ یعنی معمولی مقدار
میں کئی دوسری اشیاء اس کے ساتھ ہی ہوتی ہوتی ہیں۔ چونکہ غیر خاص سیلیکان ڈائی آکسائیڈ
کے ساتھ ہی ہوتی ان اشیاء کی نوعیت اور مقدار مختلف ہوتی ہے، اس لئے یہ مختلف شکل و
شباہت میں پایا جاتا ہے۔

غیر خاص سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی ایک عام قسم چقماق کہلاتی ہے۔ یہ ایک قسم
کا پتھر ہے۔ اس میں غیر خاص اشیاء کی مقدار اتنی زیادہ ہوتی ہے کہ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی
شفافیت ختم ہو کر رہ جاتی ہے۔ چقماق اپنے سخت پن کی وجہ سے مشہور ہے اور جب یہ ٹوٹتا
ہے تو نوکدار کناروں والے ٹکڑوں میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ قدیم زمانے کے انسان ایک
طویل عرصے تک چاقو اور دیگر ہتھیار اسی پتھر سے بنایا کرتے تھے۔ یہی وجہ ہے کہ انسانی
تاریخ کا یہ دور "پتھر کا دور" کہلاتا ہے۔ بعض کی دریافت سے پہلے تک بھی لوگ پتھاری
حاصل کرنے کے لئے فولاد کے ساتھ اس پتھر کو رگڑتے تھے۔ فولاد کے ٹکڑوں کے ساتھ
جب سخت چقماق کو رگڑا جاتا تھا تو اس سے اتنی حرارت پیدا ہوتی تھی کہ نقطہ دہک حاصل ہو
جاتا تھا۔ آج بھی سگریٹ کے لائیٹرز وغیرہ میں پتھاری اسی اصول کے تحت حاصل کی جاتی
ہے۔ سیلیکا اور سیلیکان کے لفظ یونانی زبان سے لئے گئے ہیں جس کا مطلب "چقماق" ہے۔

غیر خاص سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی خوبصورت اقسام عقیق ایمیتھسٹ کہلاتی ہیں۔ یہ
پتھر نیم شفاف اور بعض اوقات دودھیا یا دھاری دار سفید ہوتے ہیں۔ ایسا عقیق جس پر سیاہ



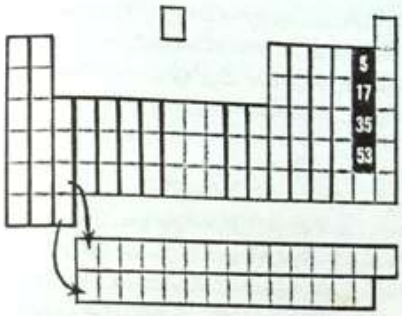
اور سفید دھاریاں ترتیب کے ساتھ ہوں، سنگ سلیمانی کہلاتا ہے۔ جب یہ دھاریاں سفید اور سرخ یا سبز رنگ کی ہوں تو ایسے پتھر کو حقیق سلیمانی کہا جاتا ہے۔ بعض اوقات حقیق یا شیشے سے تیار کردہ اس کی مصنوعی شکل کو بھونی بھونی گولیوں کی شکل دی جاتی ہے۔ ان سے عام طور پر کھیلا جاتا ہے۔ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی ایک اور خاص قسم جو کہ بنفشی یا دھوئی رنگ کی ہوتی ہے، "یاقوت الرخوئی" کہلاتی ہے اور ایک دوسری قسم جو کہ نارنجی سرخ ہوتی ہے، "حقیق احمر" کہلاتی ہے۔

یہ اشیاء جواہرات کی اقسام ہیں۔ جواہرات ایسے قیمتی شیشے کو کہا جاتا ہے جو صاف، دبیز یا اور دیدہ زیب ہو۔ جواہرات کو دھاتوں میں جڑا جاتا ہے۔ یہ جواہرات یا تو زیورات مثلاً بالیوں اور ہاروں میں لگائے جاتے ہیں یا مصوروں کو مختلف شکلوں میں ڈھال کر نقش و نگار کے لئے استعمال میں لایا جاتا ہے۔ کم یابی اور قیمتی ہونے کی بنا پر جواہرات کو دو اقسام قیمتی جواہرات اور کم قیمتی جواہرات میں تقسیم کیا گیا ہے۔ ہیرا ایک قیمتی جوہر ہے جبکہ حقیق ایک کم قیمتی جوہر ہے۔ بلور اور سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی دیگر اقسام طوفان باد و باراں اور تبدیلی درجہ حرارت سے ٹوٹ کر لاتعداد چھوٹے چھوٹے دانوں میں تقسیم ہو جاتے ہیں۔ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کے یہ دانے ریت کہلاتے ہیں۔ خاص ترین ریت، سب سے زیادہ سفید ہوتی ہے۔ تقریباً ہر ساحل سمندر پر جو ریت ہمیں نظر آتی ہے، وہ مختلف آکسیڈیشن کی وجہ سے، صورے یا دوسرے رنگوں کے ملکی اپنے اندر رکھتی ہے۔ بعض اوقات یہ ریت قدرتی عوامل کے تحت مل کر اتنی پکی ہو جاتی ہے کہ اس سے ریت کا پتھر بن جاتا ہے۔ سیلیکیٹس سے، جو سیلیکان ڈائی آکسائیڈ تیار ہوتا ہے، وہ سب سے مسلمہ ہوتا ہے اور اس کا ہر ایک ٹکڑا شہد کی مکھیوں کے چھتے کی طرح ہوتا ہے، جس کے مساموں میں ہوا بھری رہتی ہے۔ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی یہ قسم سیلیکا جیل کہلاتی ہے۔ سیلیکا جیل کا ایک فائدہ یہ بھی ہے کہ جب اسے ہوا میں رکھا جاتا ہے تو اس کی سطح کے ساتھ لگنے والے بخارات اس میں جذب ہو جاتے ہیں۔ اس لئے سیلیکا جیل کو خشک آور کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ سیلیکا جیل سے بنے ہوئے برتن میں سے نمدار ہوا گزرنے سے خشک ہو جاتی ہے۔ بعض اوقات ایسا بھی ہوتا ہے کہ ہوا میں نمی کی زیادتی کی وجہ سے برقی آلات بہتر طور پر کام نہیں کر سکتے۔ اس لئے اس قسم کے آلات میں مخصوص مقامات پر سیلیکا جیل رکھا جاتا ہے۔ موسم

برسات اور سنگ آب و ہوا میں تو اس کی ضرورت اور بھی بڑھ جاتی ہے۔ جنگ عظیم دوم کے دوران ہوا بردار کے عملوں میں ریڈیو اور ریڈار کے بعض آلات سے سیلیکا جیل استعمال کیے بغیر کام لینا بہت مشکل تھا۔ جب سیلیکا جیل کے ٹکڑے اپنی گنجائش کے مطابق پانی جذب کر لیتے ہیں تو انہیں حرارت پہنچا کر ان میں سے بخارات کو اڑا دیا جاتا ہے، جس سے یہ دوبارہ استعمال کے قابل ہو جاتے ہیں۔

سیلیکا جیل سے قدرے مشابہ ایک قدرتی شے بھی ہے جو بظاہر ایک پتھر سے جانور کے ڈھانچے سے بنتی ہے۔ یہ ڈھانچہ سیلیکان ڈائی آکسائیڈ سے بنتا ہے۔ یہ خردبینی جاندار ڈایاٹوم (عصیوی کائی) کہلاتے ہیں۔ یہ اپنے اوپر سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کی ایک مضاعتی تہ جما لیتے ہیں جو ان کے مرنے اور گلنے سڑنے کے باوجود بھی اصلی حالت میں برقرار رہتی ہے۔ جب یہ ڈھانچے لاکھوں کی تعداد میں ایک جگہ جمع ہوتے ہیں تو ڈایاٹومی مٹی (کائی کاد) کی شکل اختیار کر لیتے ہیں۔ اسے بکری کے گوند کی طرح مائعات میں سے ضروری آکسیجن جذب کرنے کے لئے استعمال کیا جاتا ہے۔ اسے ایک خوش کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ نیز یہ نائٹروگلیسرین کے جاذب کے طور پر بھی استعمال ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ سے بننے والے ڈائیناماٹیٹ کو نائٹروگلیسرین کی نسبت آسانی کے ساتھ استعمال کیا جا سکتا ہے۔

بعض اوقات ڈایاٹومی مٹی دودھیا پتھر کی صورت میں پائی جاتی ہے۔ اسے بھی جواہرات میں شمار کیا جاتا ہے۔ دودھیا پتھر کی اعلیٰ اقسام سے مختلف رنگوں کی شمعیں پھونکی جاتی ہیں۔ اس عمل کو قرعیت کہتے ہیں۔ وہ دودھیا پتھر جو زرد یا نارنجی پس منظر کے ہوتے ہوئے اس قسم کی شمعیں پھونکتا ہے، "عین الشمس" کہلاتا ہے۔ جبکہ سیاہ پس منظر کے ہوتے ہوئے شمعیں پھونکنے والا پتھر بہت ہی کم یاب اور مہنگا ہوتا ہے۔



کلورین ـــــــ سبز عنصر

جرمنوں نے جس زہریلی گیس کو سب سے پہلے استعمال کیا وہ کلورین گیس تھی۔ دوری جدول میں اس عنصر کو ستر ہویں نمبر دیا گیا ہے۔ یہ عام درجہ حرارت پر گیسی حالت میں ہوتی ہے اور اس کا مالیکیول کلورین کے دو ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے۔

یہ آکسیجن، نائیٹروجن اور نائٹروجن جیسے گیسی عناصر سے کئی لحاظ سے مختلف ہے۔ اوّل یہ کہ یہ گیس بے رنگ نہیں بلکہ سبزی مائل زرد رنگ رکھتی ہے۔ اس کا نام یونانی زبان کے جس لفظ سے لیا گیا ہے، اس کے معنی بھی 'سبزی مائل زرد' کے ہیں۔ اسے یہ نام 1810ء میں ایک برطانوی کیمیادان سر ہمفری ڈیوی نے دیا تھا۔ اس گیس کے بارے میں تو 1774ء میں ہی پتہ چل چکا تھا لیکن ہمفری ڈیوی نے 1810ء میں پہلی دفعہ ایک عنصر کے طور پر اس کی شناخت کی۔ ڈیوی سے پہلے ہر ایک اسے آکسائیڈ ہی سمجھتا رہا اور ان سب کی کوشش یہ تھی کہ کسی نہ کسی طرح اس سے آکسیجن اور ایک دوسری شے (جسے وہ میوریم کہتے تھے) علیحدہ علیحدہ کر لیں، مگر وہ ایسا کرنے میں کامیاب نہ ہو سکے۔

کلورین کو دوسرے گیسی عناصر کی نسبت آسانی سے مائع حالت میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ یہ صفر درجے سینٹی گریڈ سے 34 درجے نیچے کے درجہ حرارت پر سبزی مائل پیلے مائع میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس درجہ حرارت پر اسے دباؤ کے تحت سلنڈروں میں جمع کر لیا جاتا ہے۔

کلورین ایک بہت زیادہ بھاری گیس ہے۔ یہ ہوا سے اڑھائی گنا بھاری ہوتی ہے۔ یہ گیس جنگی مقاصد کے لئے بھی اسی خصوصیت کی وجہ سے استعمال ہوتی ہے۔ اگرچہ امونیا گیس کے بخارات بھی جنگ میں فوج کو ناکارہ بنانے کے لئے استعمال ہو سکتے ہیں، مگر یہ ہوا سے ہلکی گیس ہے جس کی وجہ سے ہوا اس کو دور اڑا کر لے جاتی ہے۔ جبکہ کلورین بھاری ہے اس لئے سطح زمین سے بہت جاتی ہے اور دیر اس کے بخارات آہستہ آہستہ اوپر اٹھتے رہتے ہیں۔

اب کلورین کی جگہ دوسری زہریلی گیسوں نے لے لی ہے۔ ان میں سے ایک گیس فاسجین (Phosgene) ہے۔ اس کے مالیکیول میں کاربن اور آکسیجن کا ایک ایک اور کلورین کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ بہت ہی خطرناک گیس ہے۔ شروع میں اس کی بو خوشگواریت کا احساس دیتی ہے لیکن اس کی ایک گہری سانس لینے سے ہی انسان ہلاک ہو جاتا ہے۔ اس کے بعد اگرچہ کئی ایک دوسری زہریلی گیسیں بھی تیار کر لی گئی تھیں، مگر ان سب کے مالیکیولوں میں کلورین کے ایٹم بہر حال موجود ہوتے تھے۔ یہ تو کلورین کے نقصانات تھے۔ جبکہ اس گیس نے انسان کو نقصان کم اور فائدے زیادہ دیئے ہیں۔ ان کے فوائد کا ذکر آگے آئے گا۔

کلورین ایک تیز عامل ہے۔ حقیقت یہ ہے کہ یہ آکسیجن سے بھی زیادہ تیز عامل ہے۔ البتہ اس کی تیزی اوزون سے کم ہے۔ کلورین کئی اشیاء کے ساتھ بہت تیزی سے عمل کرتی ہے۔

یہ گیس بعض اقسام کے عمل احتراق میں ممد و معاون ثابت ہوتی ہے۔ مثلاً اگر ہائیڈروجن کے جلتے ہوئے شعلے کو کلورین کے جار میں لے جایا جائے تو یہ برابر جلتی رہے

گی۔ عام درجہ حرارت پر کلورین اور ہائیڈروجن کا ہمیشہ گیسی حالت میں ہونا ان کے درمیان کوئی عمل واقع نہیں ہوتا۔ البتہ اگر اس آمیزے کو روشنی میں لایا جائے تو دھماکہ پیدا ہوتا ہے۔ اس سے ظاہر ہوا کہ روشنی نے ہائیڈروجن اور کلورین کو اس عمل پر آمادہ کیا۔ حقیقت یہ ہے کہ روشنی کی شعاعیں کئی کیمیائی تعاملات کا باعث بنتی ہیں۔ ان تعاملات کو ضیا کیمیائی تعاملات کہا جاتا ہے۔

البتہ کلورین کی موجودگی میں کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ ایک بھاپ بنتی ہوئی مومی ٹھوس ہے۔ بھرے ہوئے برتن میں زیادہ سیاہ اور گہرا دھواں دیتی ہے۔ مومی مائیکیولوں میں کاربن اور ہائیڈروجن کے ایٹم ہوتے ہیں۔ ان میں سے صرف ہائیڈروجن کلورین کے ساتھ تعامل کرتی ہے جبکہ کاربن کے ایٹم کاجل کے باریک سلوف کی صورت میں رہ جاتے ہیں۔

کلورین میں زہریلے خواص تیز عاملیت ہی کی وجہ سے پائے جاتے ہیں۔ یہ آنکھ، ناک، گلے اور پھیپھڑوں کی باریک جھلیوں پر اثر انداز ہو کر انہیں نقصان پہنچاتی ہیں۔ چونکہ کلورین بیکٹیریا پر بھی حملہ آور ہو کر انہیں ہلاک کرتی ہے۔ اس لئے اس کے زہریلے خواص سے بھی مفید کام لیا جاسکتا ہے۔ بعض اوقات پینے کے پانی کو جراثیم سے پاک کرنے کے لئے پانی میں کلورین کی قلیل مقدار شامل کی جاتی ہے۔ اس عمل کو کلورینیشن کہا جاتا ہے۔ اس عمل سے آلودہ پانی سے لاحق ہونے والی ٹائیفائیڈ، ملیریا جیسی بیماریوں میں بہت حد تک کمی واقع ہوئی ہے۔

کلورین پانی میں قدرے حل پذیر ہے۔ ایک بڑ ٹھنڈے پانی میں چار بڑ کلورین حل ہوتی ہے۔ اس محلول کو کلورین واٹر کہا جاتا ہے۔ اس محلول میں موجود کلورین کے مالیکیول کسی حد تک پانی کے مالیکیولوں (اور پانی میں موجود دیگر مالیکیولوں) کے ساتھ تعامل کر کے ہائپو کلورائیٹس بناتے ہیں۔ یہ ہائپو کلورائٹس چونکہ تیز عامل ہوتے ہیں اس لیے وزن اور ہائیڈروجن پر آکسائیڈ کی طرح رنگ کاٹ کے طور پر استعمال ہوتے ہیں۔ کلورین گیس کی بو سونگھنا ہو تو گھریلو رنگ کاٹ (کیلشیم آکسی کلورائیڈ) کی شیشی کو سونگھیے۔ اس میں موجود آکسی کلورائیڈ آہستہ آہستہ تحلیل ہوتا رہتا ہے جس کے نتیجے میں بوتل میں کلورین کی

تھوڑی سی مقدار ہمیشہ موجود رہتی ہے۔ شیشی سونگھنے پر یہی کلورین محسوس ہوتی ہے۔

صنعتوں میں کلورین اور ہائپو کلورائیٹس دونوں رنگ کاٹ مانے جاتے ہیں۔ پرزوں، بھی ہیں اور کپڑے سے استعمال میں بھی لائے جاسکتے ہیں۔ اس لئے کاغذ کے گودے اور سوتی اور لینن جیسے کپڑے کی ملوں میں یہ دونوں کیمیائی رنگ کاٹ عامل کے طور پر صنعتی پیمانے پر استعمال ہوتے ہیں۔

جب ہائیڈروجن کلورین میں جلتی ہے تو ہائیڈروجن اور کلورین کے ایک ایک ایٹم پر مشتمل ایک مالیکیول بنتا ہے جس کو ہائیڈروجن کلورائیڈ کہتے ہیں۔ یہ ایک گیس ہے جو کہ کلورین سے کہیں زیادہ جلنے والی بُو رکھتی ہے۔ یہ گیس پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ ایک بڑ ٹھنڈے پانی میں 4,32,912 کیوبک سینٹی میٹر کلورین حل ہوتی ہے۔

تابی محلول کی حالت میں ہائیڈروجن کلورائیڈ کا ذائقہ نہایت ترش ہوتا ہے اور یہ تیزابی خواص کا مظاہرہ کرتا ہے۔ اسی لئے ہائیڈروجن کلورائیڈ کے تابی محلول کو ہائیڈروکلورک ایسڈ بھی کہتے ہیں۔ یہ ایک طاقتور تیزاب ہے۔ اس کا شمار ان تین اہم ترین طاقتور تیزابوں میں ہوتا ہے جو اپنی زیادہ طاقت اور کم قیمت ہونے کی وجہ سے صنعتوں میں ایک اہم مقام رکھتے ہیں (دوسرا تیزاب نائٹرک ایسڈ اور تیسرا سلفیورک ایسڈ ہے)۔

ہائیڈروکلورک ایسڈ ایسے تیزابوں کی بہترین مثال ہے جن کے مالیکیولوں میں لیوائزے کے خیال کے برعکس (اس کا کہنا تھا کہ تمام تیزابوں میں آکسیجن کا ایٹم ہوتا ہے) آکسیجن کے ایٹم نہیں ہوتے۔ البتہ دیگر تیزابوں کی طرح اس میں ہائیڈروجن ضرور ہوتا ہے۔

ہائیڈروجن کلورائیڈ ایسے مرکبات کا ایک اہم رکن ہے جن کے مالیکیول کلورین کے ایٹم اور دیگر قسم کے ایٹموں کے ملاپ سے بنتے ہیں۔ یہ مالیکیول کلورائیڈز کہلاتے ہیں۔ سب سے زیادہ مشہور اور اہم ترین کلورائیڈ خوردنی نمک ہے۔

کلورائیڈ کی صورت میں کلورین زندہ اجسام کے لئے نہایت ضروری ہوتا ہے۔

خون، پسینہ اور آنسو نمکین ہوتے ہیں کیونکہ ان میں نمک ہوتا ہے۔ ہم اپنی خوراک میں نمک اس لئے استعمال کرتے ہیں کہ ہمارے جسم کو اس کی ضرورت پڑتی ہے۔ وہ جانور، خصوصاً سبزی خور، جنہیں دوسرے جانوروں کے خون اور غلیظوں سے نمکیات میسر نہیں آتے، کئی ایک خطرات مول لے کر دور دراز کے سفر اختیار کرتے اور قدرتی نمک کے ذخائر تک پہنچنے کی کوشش کرتے ہیں تاکہ اسے چاٹ کر اپنی جسمانی ضروریات پوری کر سکیں۔

کلورین کرۂ ارض پر وافر مقدار میں نمک ہی کی صورت میں پائی جاتی ہے۔ سمندر میں تین فیصد نمکیات ہوتے ہیں۔ ساری دنیا کے سمندروں میں نمک کی کل مقدار کا اندازہ اس سے لگا لیجئے کہ اس سے ہر ایک چپے چپے ملک پر دو میل موٹی تہ بچھائی جا سکتی ہے۔ کبھی کبھی ایسا ہوتا ہے کہ ساحل سمندر سے متصل مقامات دوبارہ زیر آب آنے سے جتنے خشک ہو جاتے ہیں۔ اس طرح پانی کے بخارات بن کر اڑنے سے ان مقامات پر نمکیات جمع ہو جاتے ہیں۔ اسرائیل اور اردن کے سرحد پر واقع بحیرہ مُردار اور امریکہ کی ریاست یوٹا میں گریٹ سالٹ لیک ایسے مقامات میں شامل ہیں۔ جب اس قسم کی آبی راہیں خشک ہوتی ہیں تو یہاں پر نمکیات کے بڑے بڑے ذخائر بن جاتے ہیں۔ بعض اوقات ان ذخائر کی موٹائی ہزار ہزار فٹ تک پہنچ جاتی ہے۔

پانی کی طرح، پگھلے ہوئے خوردنی نمک کی بھی برقِ پاشیدگی کی جا سکتی ہے جس کے نتیجہ میں حاصل ہونے والی اشیا میں ایک کلورین گیس ہوتی ہے۔

کلورین سے مشابہ عناصر بھی (دوری جدول کے اسی کالم کے تمام عناصر) نمک سے ملتے جلتے مرکبات بناتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ ان عناصر کو عمومی طور پر ہیلوجنز کہتے ہیں۔ اس یونانی لفظ کے معنی "نمکیات بنانے والے" ہیں۔

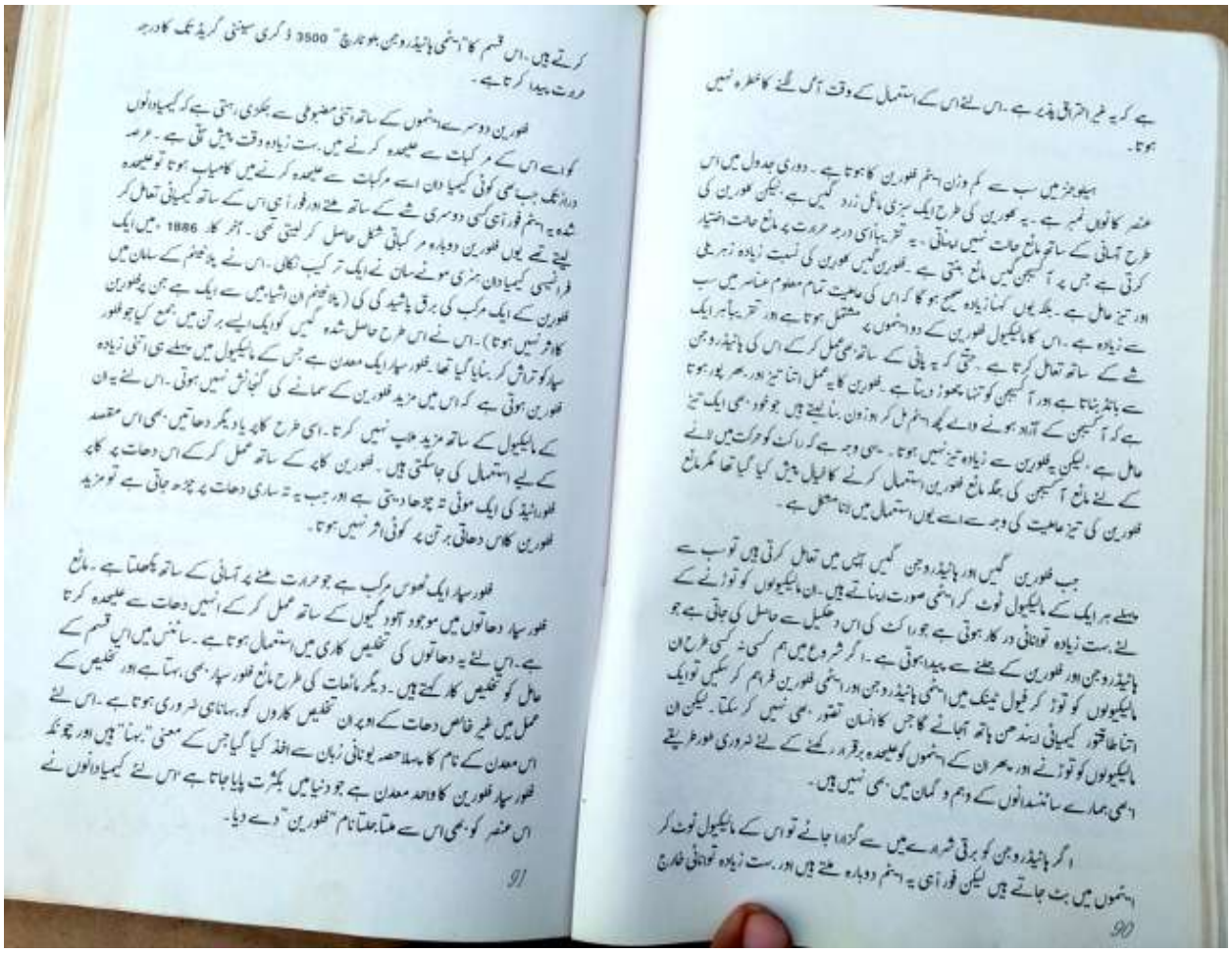
کلورین اور کلورین ایک دوسرے کے ساتھ براہِ راست تعامل نہیں کرتے۔ تاہم ان دونوں کو اکٹھا رکھنے کے باوجود طریقے موجود ہیں۔ چونکہ کلورین بڑے بڑے ذرّاتی مالیکیول بنانے کی وسعت رکھتا ہے اس لئے ہزاروں ایسے ہیئتی مالیکیول موجود ہیں جن میں کلورین کے ایٹم پائے جاتے ہیں۔ ان میں سے دو سادہ مالیکیول سب سے زیادہ مشہور ہیں جن کا بیان

درج ذیل ہے۔

کلورو فارم ایک ایسا مالیکیول ہے جس میں کلورین اور ہائیڈروجن کا ایک ایک ایٹم کلورین کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ کلورو فارم ایک مائع ہے اور پانی کے نقطہ جوش سے کم درجہ حرارت پر بدلتا ہے۔ اسی طرح یہ پانی کی نسبت کم درجہ حرارت پر بخارات میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس قسم کی جلد بخارات میں تبدیل ہونے والی اشیاء طیران پذیر (Volatile) کہلاتی ہیں۔ کلورو فارم ایک نشہ آور مرکب ہے۔ اگر اسے مناسب طریق پر استعمال کیا جائے تو یہ گہری نیند سلانے اور درد کی شدت کو کم کرنے کے لئے استعمال کیا جا سکتا ہے۔ اسے 1847ء میں پہلی دفعہ نشہ آور شے کے طور پر استعمال کیا گیا۔ جلد ہی مسلسل جن مریضوں پر آزمایا گیا ان میں انگلستان کی ملکہ وکٹوریہ بھی شامل تھی۔ جدید تحقیقات سے پتہ چلا ہے کہ کلورو فارم سے دل، پھیپھڑے اور گردے بری طرح متاثر ہوتے ہیں۔ اس لئے اب اس کے بجائے دوسری بے ضرر نشہ آور اشیاء کا استعمال کیا جاتا ہے۔

کلورین کا دوسرا اہم مرکب کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ ہے۔ یہ کلورو فارم سے ایک گہرا تعلق رکھتا ہے۔ اس کے مالیکیول میں کاربن کا ایک اور کلورین کے چار ایٹم ہوتے ہیں جب کہ ہائیڈروجن کا کوئی ایٹم نہیں ہوتا۔ کلورو فارم کی طرح یہ بھی ایک طیران پذیر شے ہے۔ چونکہ یہ مکمل طور پر غیر احتراقی پذیر ہے اس لئے آگ بجھانے کے آلات میں اس کا استعمال ہوتا ہے۔ اگر اسے آگ کے اوپر ڈالا جائے تو یہ یکدم بخارات میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ یہ بخارات ہوا سے پانچ گنا بھاری ہوتے ہیں۔ اس لئے آگ کے اوپر بادل کی طرح چھا جاتے ہیں اور چونکہ خود احتراق پذیر نہیں ہیں اور نہ ہی معاون احتراق ہیں اس لئے آگ بجھ جاتی ہے۔

چربی، تیل اور گریس کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ میں آسانی کے ساتھ حل ہو جاتے ہیں۔ اسی لیے اس کو ڈرائی کلینر کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ پٹرولیم، تھنر، بھی ایک عام استعمال ہونے والا ڈرائی کلینر ہے۔ اسے کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ پر یہ سبقت حاصل ہے کہ یہ اس کی نسبت سستا ہوتا ہے اور دوسرے کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ زہریلا بھی ہوتا ہے۔ اس لئے گھر میں اس کا استعمال کرتے وقت کمرے کا ہوادار ہونا بہت ضروری ہے۔ ڈرائی کلینر کے طور پر کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ کے استعمال میں بھی کچھ فائدے ہیں۔ ان میں سب سے بڑا فائدہ یہ



ہے کہ یہ غیر اشتعالی پذیر ہے۔ اس لئے اس کے استعمال کے وقت آگ لگنے کا خطرہ نہیں ہوتا۔

ہیلوجنز میں سب سے کم وزن ایٹم فلورین کا ہوتا ہے۔ دوری جدول میں اس عنصر کا نمبر ۹ ہے۔ یہ کلورین کی طرح ایک سبزی مائل زرد گیس ہے۔ لیکن فلورین کی طرح تہائی کے ساتھ مائع حالت نہیں اختیار کرتی ہے جس پر آکسیجن گیس مائع بنتی ہے۔ فلورین گیس کلورین کی نسبت زیادہ زہریلی اور تیز عامل ہے۔ بلکہ یوں کہنا زیادہ صحیح ہو گا کہ اس کی عاملیت تمام معلوم عناصر میں سب سے زیادہ ہے۔ اس کا مالیکیول فلورین کے دو ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے اور تقریباً ہر ایک شے کے ساتھ تعامل کرتا ہے۔ حتیٰ کہ پانی کے ساتھ بھی عمل کر کے اس کی ہائیڈروجن سے ہائڈر بناتا ہے اور آکسیجن کو تنہا چھوڑ دیتا ہے۔ فلورین کا یہ عمل اتنا تیز اور بھرپور ہوتا ہے کہ آکسیجن کے آزاد ہونے والے چھ ایٹم مل کر اوزون بنا لیتے ہیں جو خود بھی ایک تیز عامل ہے۔ لیکن یہ فلورین سے زیادہ تیز نہیں ہوتا۔ یہی وجہ ہے کہ راکٹ کو حرکت میں لانے کے لئے مائع آکسیجن کی جگہ مائع فلورین استعمال کرنے کا تجویز پیش کیا گیا تھا مگر مائع فلورین کی تیز عاملیت کی وجہ سے اسے یوں استعمال میں لانا مشکل ہے۔

جب فلورین گیس اور ہائیڈروجن گیس آپس میں تعامل کرتی ہیں تو اب سے پہلے ہر ایک کے مالیکیول ٹوٹ کر ایٹمی صورت اختیار کرتے ہیں۔ ان مالیکیولوں کو توڑنے کے لئے بہت زیادہ توانائی درکار ہوتی ہے جو راکٹ کی اس دھکیل سے حاصل کی جاتی ہے جو ہائیڈروجن اور فلورین کے جلنے سے پیدا ہوتی ہے۔ اگر شروع میں ہم کسی نہ کسی طرح ان مالیکیولوں کو توڑ کر فری ٹینک میں ایٹمی ہائیڈروجن اور ایٹمی فلورین فراہم کر سکیں تو ایک اتنا طاقتور کیمیائی ایندھن ہاتھ آجائے گا جس کا انسان تصور بھی نہیں کر سکتا۔ لیکن ان مالیکیولوں کو توڑنے اور پھر ان کے ایٹموں کو علیحدہ برقرار رکھنے کے لئے ضروری مواد ہمارے سائنسدانوں کے وہم و گمان میں بھی نہیں ہیں۔

اگر ہائیڈروجن کو برقی شرارے میں سے گزارا جائے تو اس کے مالیکیول ٹوٹ کر ایٹموں میں بٹ جاتے ہیں لیکن فوراً ہی یہ ایٹم دوبارہ جڑتے ہیں اور بہت زیادہ توانائی خارج

کرتے ہیں۔ اس قسم کا ایٹمی ہائیڈروجن ہوتا ہے "3500 ڈگری سینٹی گریڈ تک کا درجہ حرارت پیدا کرتا ہے۔

فلورین دوسرے ایٹموں کے ساتھ اتنی مضبوطی سے جکڑی رہتی ہے کہ کیمیادانوں کو اسے اس کے مرکبات سے علیحدہ کرنے میں بہت زیادہ وقت پیش آتی ہے۔ عرصہ دراز تک جب بھی کوئی کیمیادان اسے مرکبات سے علیحدہ کرنے میں کامیاب ہوتا تو علیحدہ شدہ یہ ایٹم فوراً ہی کسی دوسری شے کے ساتھ جڑنے اور فوراً ہی اس کے ساتھ کیمیائی تعامل کر لیتے تھے یوں فلورین دوبارہ مرکباتی شکل حاصل کر لیتی تھی۔ آخر کار 1886ء میں ایک فرانسیسی کیمیادان ہنری موئے سان نے ایک ترکیب نکالی۔ اس نے پلاٹینم کے سامان میں فلورین کے ایک مرکب کی برق پاشید کی کی (پلاٹینم ان اشیاء میں سے ایک ہے جن پر فلورین کا اثر نہیں ہوتا)۔ اس نے اس طرح حاصل شدہ گیس کو ایک ایسے برتن میں جمع کیا جو فلورسپار کو تراش کر بنایا گیا تھا۔ فلورسپار ایک معدن ہے جس کے مالیکیول میں پہلے ہی اتنی زیادہ فلورین ہوتی ہے کہ اس میں مزید فلورین کے سمانے کی گنجائش نہیں ہوتی۔ اس لئے یہ ان کے مالیکیول کے ساتھ مزید تعامل نہیں کرتا۔ اسی طرح کانچ یا دیگر دھاتیں بھی اس مقصد کے لیے استعمال کی جا سکتی ہیں۔ فلورین کانچ کے ساتھ عمل کر کے اس دھات پر کانچ فلورائیڈ کی ایک موٹی تہ چڑھا دیتی ہے اور جب یہ تہ ساری دھات پر چڑھ جاتی ہے تو مزید فلورین کا اس دھاتی برتن پر کوئی اثر نہیں ہوتا۔

فلورسپار ایک ٹھوس مرکب ہے جو حرارت ملنے پر آسانی کے ساتھ پگھلتا ہے۔ مائع فلورسپار دھاتوں میں موجود آکسیجنوں کے ساتھ عمل کر کے انہیں دھات سے علیحدہ کرتا ہے۔ اس لئے یہ دھاتوں کی تخلیص کاری میں استعمال ہوتا ہے۔ سائنس میں اس قسم کے عامل کو تخلیص کار کہتے ہیں۔ دیگر مائعات کی طرح مائع فلورسپار بھی، بہتا ہے اور تخلیص کے عمل میں غیر خالص دھات کے اوپر ان تخلیص کاروں کو بہانا ہی ضروری ہوتا ہے۔ اس لئے اس معدن کے نام کا پہلا حصہ یونانی زبان سے اخذ کیا گیا جس کے معنی "بہنا" ہیں اور چونکہ فلورسپار فلورین کا واحد معدن ہے جو دنیا میں بکثرت پایا جاتا ہے اس لئے کیمیادانوں نے اس عنصر کو بھی اس سے ملتا جلتا نام "فلورین" دے دیا۔

اگرچہ فلورین زندگی کے لئے اہم نہیں، لیکن یہ جسم انسانی میں بہت قلیل مقدار میں پائی جاتی ہے۔ فلورین کی یہ قلیل مقدار ہی انسانی جسم میں بہت اہم کردار ادا کرتی ہے۔ کچھ عرصہ پیشتر یہ بات مشاہدہ میں آئی کہ امریکہ کی ایک ریاست ٹیکساس کے علاقے ڈیون سمتھ کاؤنٹی کے باشندوں کے دانتوں کے درمیان خلائیں ہوتا ہے۔ دندان سازوں نے اس کی تحقیق میں گہری دلچسپی لی۔ انہوں نے ان لوگوں کی غذا پر بھی تحقیق کی۔ آخر کار وہ اس نتیجے پر پہنچے کہ اس مقام کے باشندوں کو پینے کے لئے جو پانی میسر آتا ہے وہ اس لحاظ سے غیر معمولی ہے کہ اس میں قلیل مقدار میں زمین کے فلورائیڈ نمکیات حل شدہ حالت میں ہوتے ہیں (فلورائیڈ فلورین اور کسی دوسرے عنصر کے مرکب ہوتے ہیں)۔

دانتوں میں بھی تھوڑا سا فلورائیڈ ہوتا ہے۔ لوگوں کو یہ خیال آیا کہ اگر فلورائیڈ دانتوں کو خراب ہونے سے بچاتی ہے تو غذا میں فلورائیڈ شامل کرنے سے دانتوں کو صحت مند رکھا جاسکتا ہے۔

چونکہ فلورائیڈ نمکیات زہریلے ہوتے ہیں اس لئے کیمیا دانوں اور دندان سازوں کو اس کے استعمال میں بھونک بھونک کر قدم رکھنا پڑا۔ تاہم گزشتہ چند سالوں سے پینے کے پانی میں فلورائیڈ کی قلیل مقدار (8000 گیلن پانی میں صرف ایک اونس فلورائیڈ) کو شامل کیا جانے لگا ہے۔ اس کے علاوہ اب ٹوتھ پیسٹوں اور ٹوتھ پاؤڈروں میں فلورین کی قلیل مقدار شامل کی جاتی ہے۔

فلورین ہائیڈروجن کے ساتھ مل کر ہائیڈروجن فلورائیڈ گیس بناتی ہے۔ اس مرکب کی اہم ترین خصوصیت یہ ہے کہ یہ ان چند اشیاء میں سے ہے جو کہ سیلیکان کے مرکبات کے ساتھ تعامل کرتے ہیں۔ اس عمل کے نتیجہ میں سیلیکان ٹیٹرا فلورائیڈ حاصل ہوتی ہے۔ ہائیڈروجن فلورائیڈ چونکہ ایک گیس ہے اس لئے سیلیکان کے مرکب کی سطح سے اُڑ جاتی ہے اور یوں اس سطح پر نقش پڑ جاتے ہیں۔

چونکہ شیشے میں سیلیکان ہوتا ہے اس لئے ہائیڈروجن فلورائیڈ اس پر اثر انداز ہو کر اس کی سطح کو جلد ہی کھردرا اور نیم شفاف کر دیتی ہے۔ اس عمل سے مفید کام بھی

لیا جاسکتا ہے۔ اس مقصد کے لئے سب سے پہلے گلاس کی سطح پر موم کی تہ چڑھائی جاتی ہے۔ پھر موم کے اوپر لائن، اعداد، الفاظ یا بھول بوٹے اس طرح کندہ کئے جاتے ہیں کہ ان مقامات پر شیشے کی سطح بھی بے نقاب ہو رہے۔ اب اگر اس شیشے پر ہائیڈروجن فلورائیڈ کی بھاپ کی جائے تو موم پر اس کا کچھ اثر نہیں ہوگا۔ اس لئے موم کے نیچے کی سطح تو متاثر نہیں ہوگی، البتہ جہاں جہاں کندہ کی ہوئی سطح پر ہائیڈروجن فلورائیڈ لگے گی وہ کھردری اور نیم شفاف پڑ جائے گی۔ اب جب شیشے سے موم ہٹا دیا جائے تو ہمیں اس پر بنے نقش، اعداد، الفاظ اور بھول بوٹے کندہ ملیں گے اور یہ نقش مستقل اور دیرپا ہوتے ہیں۔ اگر آپ کے گھر میں شیشے کے برتنوں پر کوئی نیم شفاف نقش و نگار ہیں تو وہ اسی طریق پر کندہ کئے گئے ہیں۔

چونکہ فلورین کا ایٹم بھی کم وزن رکھتا ہے اس لئے ہائیڈروکاربنز میں یہ کم وزن والے ہائیڈروجن کی جگہ لے سکتا ہے۔ فلورین کا ایٹم کاربن کے ساتھ ہائیڈروجن کی نسبت کہیں زیادہ مضبوط بانڈ بناتا ہے۔ اس طرح حاصل ہونے والے فلورو کاربنز مرکبات بہت زیادہ غیر عامل ہوتے ہیں۔ یہ غیر افتراق پذیر بھی ہوتے ہیں اور پانی، ہوا یا طاقتور کیمیائی ریجنٹ تک کو فلورین کا بھی ان پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔ کیمیا دانوں نے حال ہی میں ان مرکبات پر تحقیق شروع کی ہے۔ اُمید کی جاتی ہے کہ ان تحقیقات کے نتیجے میں مستقبل قریب میں یہ مرکبات کارآمد ثابت ہوں گے۔ تاہم اب بھی انہیں بعض مخصوص حالات میں پگھلاؤ اور محلل کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ ان مرکبات کی ایک قسم اطلان کہلاتی ہے۔ ان میں کاربن اور فلورین کے ایٹموں پر مشتمل بڑے بڑے مالیکیول ہوتے ہیں۔ یہ برقی آلات میں حاجز کے طور پر استعمال ہوتے ہیں۔

فلورین کے مرکبات میں سے ایک حیرت انگیز مرکب فری آن ہے۔ اس کے مالیکیول میں کاربن کا ایک اور فلورین اور فلورین کے دو دو ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ ایک ایسی گیس ہے جو منفی 28 ڈگری سینٹی گریڈ، یعنی صفر درجے سینٹی گریڈ سے 28 درجے نیچے کے درجہ حرارت پر مائع حالت اختیار کرتی ہے۔ امونیا گیس بھی تقریباً اسی درجہ حرارت پر مائع حالت میں آتی ہے۔ اس لئے فری آن کو بھی امونیا کی طرح سرد آور (Refrigerant) کے طور پر استعمال کیا جاسکتا ہے۔ تاہم بعض خصوصیات کی وجہ سے فری آن کو امونیا پر یہ

ترجیح حاصل ہے کہ یہ گیس بُو نہیں کھتی اور نہ ہی زہریلی ہے۔ اس لئے اگر یہ لیک بھی ہو جائے تو ناخوشگواری کا احساس نہیں ہوتا۔ یہی وجہ ہے کہ گھریلو ریفریجریٹروں اور فریزروں میں سرد آور کے طور پر فری ان کو استعمال کیا جاتا ہے۔ لیکن چونکہ یہ مہنگا ہے اس لئے صنعتوں کے بڑے بڑے ریفریجریٹروں میں اب بھی امونیا ہی استعمال ہوتا ہے۔

دوری جدول کے ہیلوجن گروپ میں کلورین کے نیچے برومین ہوتا ہے۔ شمار کے لحاظ سے اس کا پینتیسواں نمبر ہے۔ یہ گہرے سرخ رنگ کا مائع ہے اور ان چند عناصر میں سے ہے جو عام درجہ حرارت پر مائع حالت میں پائے جاتے ہیں۔ یہ طبعی طور پر عنصر ہے اور 59 ڈگری سینٹی گریڈ پر اُبلتا ہے۔ اس کے بخارات سرخ رنگ کے ہوتے ہیں اور آنکھوں کو جلنے لگتے ہیں۔ عام درجہ حرارت پر برومین مائع کی آدھی، بھری بوتل کے اوپر والے حصے میں موجود ہوا بھی سرخ ہو جاتی ہے۔ کیونکہ اس میں مائع بخارات شامل ہوتے رہتے ہیں۔ یہ دیدہ زیب بخارات اتنی تیز اور سخت بھبھنے والی بُو رکھتے ہیں کہ اس عنصر کے نام کے لئے ہو یونانی لفظ بنا گیا ہے اس کے معنی بھی "بدبُو" کے ہیں۔ سچ یہ ہے کہ درجنوں کیمیائی اشیاء ایسی بھی ہیں جو برومین سے زیادہ بدبُودار ہیں۔

برومین اگرچہ فلورین اور کلورین جتنی تیز عامل نہیں مگر اتنی ضرور ہے کہ اس کا سانس لینے یا جلد پر پڑنے سے نقصان پہنچتا ہے۔ اس لئے اس کے استعمال میں احتیاط برتنی چاہیے۔ بعض اوقات کیمیا دان اس کی تھوڑی سی مقدار پانی میں حل کر لیتے ہیں۔ اگرچہ یہ کلورین کی طرح پانی میں زیادہ حل پذیر نہیں، لیکن اس کی کچھ نہ کچھ مقدار پانی میں ضرور حل ہو جاتی ہے۔ اس طرح لال سرخ برومین دائر حاصل ہوتا ہے جو نسبتاً آسانی کے ساتھ استعمال میں لایا جا سکتا ہے۔

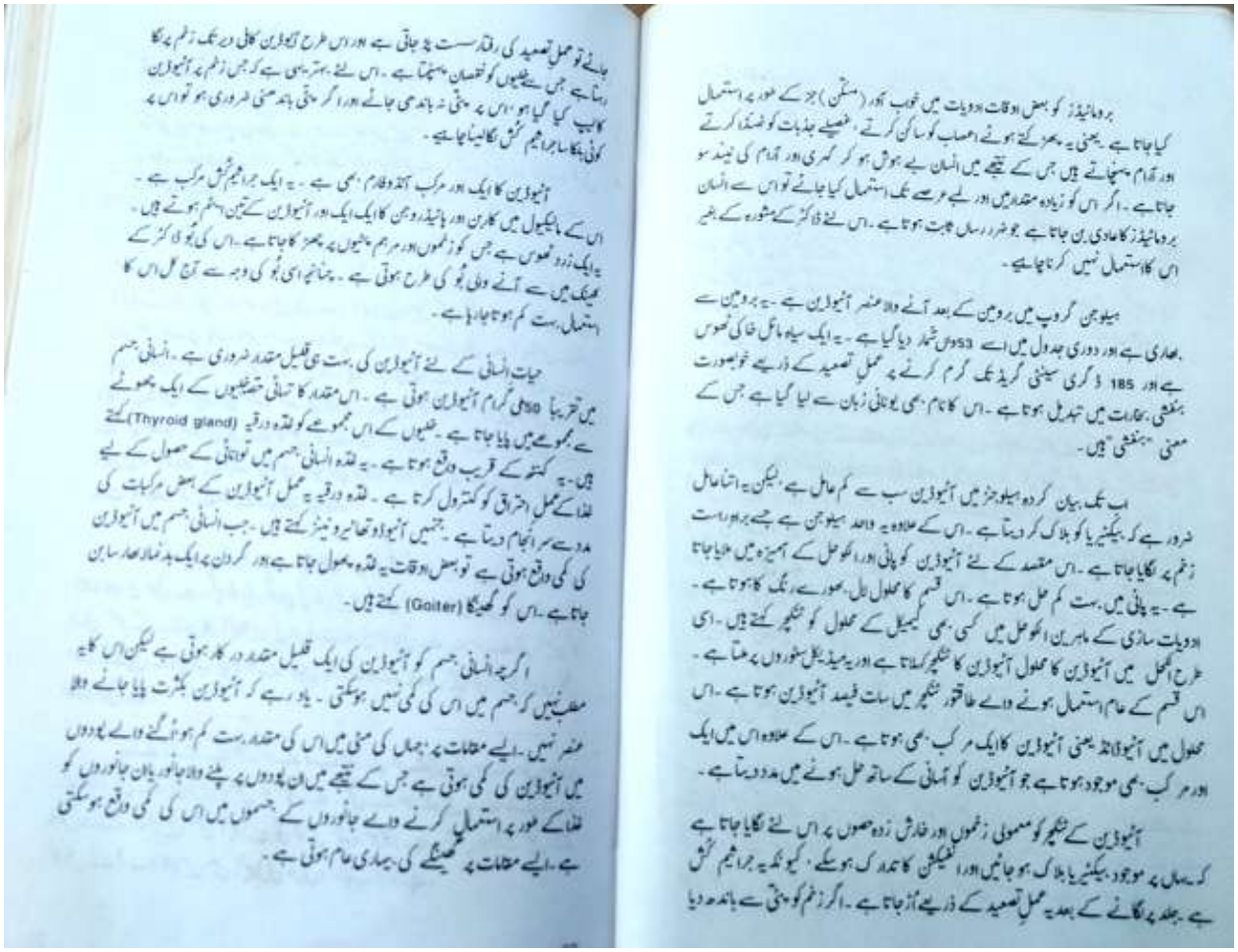
فلورین اور کلورین کی نسبت برومین بہت کم یاب ہے۔ دنیا میں برومین سے سو گنا زیادہ فلورین، جبکہ دو سو گنا زیادہ کلورین پائی جاتی ہے۔ برومین سمندری پانی میں برومائیڈ (جو برومین اور ایک دوسرے عنصر کے ملنے سے بنتا ہے) کی شکل میں پائی جاتی ہے۔ اے 1826ء میں ایک کیمیا دان انٹونی جیروم بالرڈ نے دریافت کیا تھا۔ وہ سمندری پانی میں

عام نمک نکالے جانے کے بعد اس پانی کے دیگر اجزاء پر تحقیق کر رہا تھا۔ سمندری پانی میں کلورائیڈ کی نسبت برومائیڈ کی مقدار بہت کم ہوتی ہے۔

اصولاً سمندری پانی میں سے کوئی بھی عنصر حاصل کیا جا سکتا ہے، کیونکہ سمندر میں ہر ایک چیز کی تھوڑی بہت مقدار ضرور موجود ہے۔ چونکہ زمین پر سمندری پانی کی مقدار بہت زیادہ ہے، اس لئے یہی تھوڑی تھوڑی مقدار اکٹھی کر کے کسی شے کی اچھی خاصی مقدار حاصل کی جا سکتی ہے۔ مگر مسئلہ یہ ہے کہ اس میں بہت زیادہ وقت، محنت اور توانائی صرف ہوتی ہے جس کی وجہ سے وہ شے بہت مہنگی پڑتی ہے۔ اگرچہ سمندر میں لاکھوں ٹن سونا موجود ہے، مگر آج تک کسی بھی معلوم طریقے سے اس کا حصول، سونے کی کان کھود کر سونا نکالنے کی نسبت کہیں زیادہ مہنگا پڑتا ہے۔

سمندری پانی سے برومین کا حصول سود مند ثابت ہوتا ہے۔ شروع میں سمندری پانی سے برومین کے حصول کے لئے ہر ایک کے سالموں پر دو پونڈ کا خرچہ آتا تھا جبکہ آج 1800 گیلن عام سمندری پانی سے ایک پونڈ برومین حاصل کی جاتی تھی۔ اب بہت سی جگہوں پر ایسے پلانٹ کام کر رہے ہیں۔ اگر سمندر کے کسی ساحل سے دور، صحرا کی طرح کی خشک ہونے والی جگہ کے پانی کو استعمال کیا جائے تو اس میں سے برومین کی زیادہ مقدار حاصل ہوتی ہے۔ اس کے علاوہ کسی زمانے میں خشک ہوتے سمندروں میں نمکیات کے ذخائر سے بھی برومین حاصل کی جا سکتی ہے۔ مطلب یہ ہے کہ ہمارے پاس کبھی بھی برومین کی کمی واقع نہیں ہو گی۔ جتنی برومین ہم حاصل کر کے استعمال میں لاتے ہیں وہ آخر کار مٹی میں مل جاتی ہے، جہاں سے بارش کے پانی کے ساتھ یہ کر دریاؤں میں سے ہو کر سمندروں میں پہنچ جاتی ہے۔ اس لئے سمندر اس کا ایک مستقل ذخیرہ ہے۔

برومین کو زیادہ تر ایک نامیاتی مرکب استحالین ڈبی برومائیڈ کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ مرکب ایسی گیسولین میں شامل کیا جاتا ہے جس میں سیسے سے شور بند مرکبات موجود ہوں۔ پھر یہ برومین ان مرکبات کے دھنوں سے مرکب کر کے اسے موٹر گاڑیوں کے انجن میں پیچیاں بننے اور انہیں نقصان پہنچانے سے روکتی ہے۔



بروفائیڈز کو بعض اوقات ادویات میں خوب آور (مسکن) جز کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ یعنی یہ بھڑکتے ہوئے اعصاب کو ساکن کرتے، غصیلے جذبات کو ٹھنڈا کرتے اور آرام پہنچاتے ہیں جس کے نتیجے میں انسان بے ہوش ہو کر گہری اور آرام کی نیند سو جاتا ہے۔ اگر اس کو زیادہ مقدار میں اور لمبے عرصے تک استعمال کیا جائے تو اس سے انسان بروفائیڈز کا عادی بن جاتا ہے جو ضرر رساں ثابت ہوتا ہے۔ اس لئے ڈاکٹر کے مشورہ کے بغیر اس کا استعمال نہیں کرنا چاہیے۔

ہیلوجن گروپ میں بروین کے بعد آنے والا عنصر آئیوڈین ہے۔ یہ بروین سے بھاری ہے اور دوری جدول میں اسے 53 واں شمار دیا گیا ہے۔ یہ ایک سیاہ مائل خاکی ٹھوس ہے اور 185 ڈگری سینٹی گریڈ تک گرم کرنے پر عمل تصعید کے ذریعے خوبصورت بنفشی بخارات میں تبدیل ہوتا ہے۔ اس کا نام بھی یونانی زبان سے لیا گیا ہے جس کے معنی "بنفشی" ہیں۔

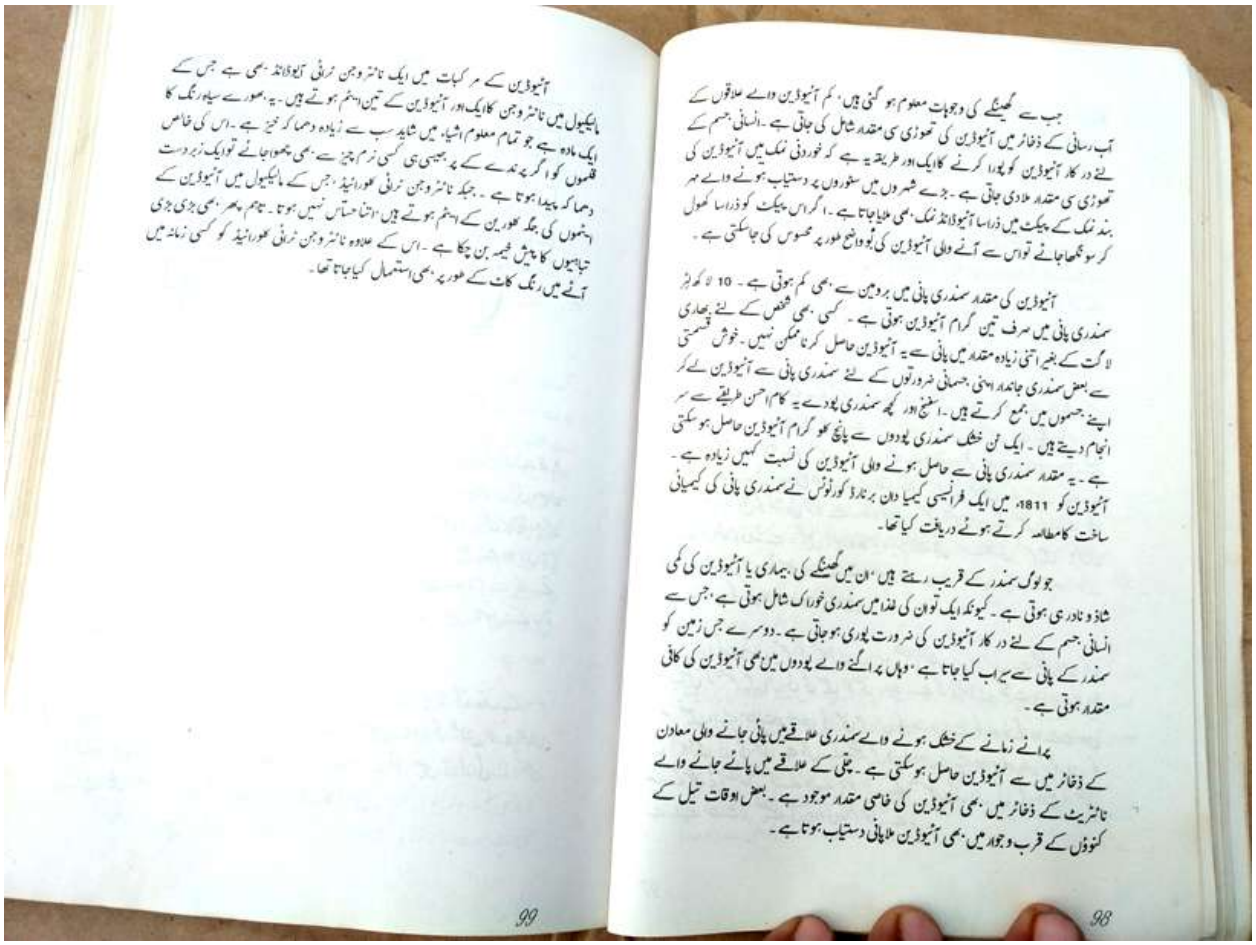
اب تک بیان کردہ ہیلوجنز میں آئیوڈین سب سے کم عامل ہے، لیکن یہ اتنا عامل ضرور ہے کہ بیکٹیریا کو ہلاک کر دیتا ہے۔ اس کے علاوہ یہ واحد ہیلوجن ہے جسے براہ راست زخم پر لگایا جاتا ہے۔ اس مقصد کے لئے آئیوڈین کو پانی اور الکوحل کے آمیزہ میں ملایا جاتا ہے۔ یہ پانی میں بہت کم حل ہوتا ہے۔ اس قسم کا محلول لال بھورے رنگ کا ہوتا ہے۔ ادویات سازی کے ماہرین الکوحل میں کسی بھی کیمیائی کے محلول کو ٹنکچر کہتے ہیں۔ اسی طرح الکحل میں آئیوڈین کا محلول آئیوڈین کا ٹنکچر کہلاتا ہے اور یہ میڈیکل سٹوروں پر ملتا ہے۔ اس قسم کے عام استعمال ہونے والے طاقتور ٹنکچر میں سات فیصد آئیوڈین ہوتا ہے۔ اس محلول میں آئیوڈائڈ یعنی آئیوڈین کا ایک مرکب بھی ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ اس میں ایک اور مرکب بھی موجود ہوتا ہے جو آئیوڈین کو پانی کے ساتھ حل ہونے میں مدد دیتا ہے۔

آئیوڈین کے ٹنکچر کو معمولی زخموں اور خراش زدہ حصوں پر اس لئے لگایا جاتا ہے کہ وہاں پر موجود بیکٹیریا ہلاک ہو جائیں اور انفیکشن کا تدارک ہو سکے، کیونکہ یہ جراثیم کش ہے۔ جلد پر لگانے کے بعد یہ عمل تصعید کے ذریعے اڑ جاتا ہے۔ اگر زخم کو پٹی سے باندھ دیا جائے تو عمل تصعید کی رفتار سست پڑ جاتی ہے اور اس طرح آئیوڈین کافی دیر تک زخم پر لگا رہتا ہے جس سے خلیوں کو نقصان پہنچتا ہے۔ اس لئے بہتر یہی ہے کہ جس زخم پر آئیوڈین کا لیپ کیا گیا ہو، اس پر پٹی نہ باندھی جائے اور اگر پٹی باندھنی ضروری ہو تو اس پر کوئی ہلکا سا جراثیم کش لگا لینا چاہیے۔

آئیوڈین کا ایک اور مرکب آئوڈوفارم بھی ہے۔ یہ ایک جراثیم کش مرکب ہے۔ اس کے مالیکیول میں کاربن اور ہائیڈروجن کا ایک ایک اور آئیوڈین کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ ایک زرد ٹھوس ہے جس کو زخموں اور مرہم پٹیوں پر بھرا جاتا ہے۔ اس کی بُو ڈاکٹر کے کلینک میں سے آنے والی بُو کی طرح ہوتی ہے۔ چنانچہ اسی بُو کی وجہ سے آج کل اس کا استعمال بہت کم ہوتا جا رہا ہے۔

حیات انسانی کے لئے آئیوڈین کی بہت ہی قلیل مقدار ضروری ہے۔ انسانی جسم میں تقریباً 50 ملی گرام آئیوڈین ہوتی ہے۔ اس مقدار کا نصف غدودوں کے ایک چھوٹے سے مجموعے میں پایا جاتا ہے۔ غدیوں کے اس مجموعے کو غدہ درقیہ (Thyroid gland) کہتے ہیں۔ یہ گلے کے قریب واقع ہوتا ہے۔ یہ غدہ انسانی جسم میں توانائی کے حصول کے لیے غذا کے عمل احتراق کو کنٹرول کرتا ہے۔ غدہ درقیہ عمل آئیوڈین کے بعض مرکبات کی مدد سے سر انجام دیتا ہے۔ جنہیں آئیوڈو تھائیرونینز کہتے ہیں۔ جب انسانی جسم میں آئیوڈین کی کمی واقع ہوتی ہے تو بعض اوقات یہ غدہ بھول جاتا ہے اور گردن پر ایک بدنما ابھار سا بن جاتا ہے۔ اس کو گھینگا (Goiter) کہتے ہیں۔

اگرچہ انسانی جسم کو آئیوڈین کی ایک قلیل مقدار درکار ہوتی ہے لیکن اس کا یہ مطلب نہیں کہ جسم میں اس کی کمی نہیں ہو سکتی۔ یاد رہے کہ آئیوڈین بکثرت پایا جانے والا عنصر نہیں۔ ایسے مقامات پر جہاں کی مٹی میں اس کی مقدار بہت کم ہو، اُگنے والے پودوں میں آئیوڈین کی کمی ہوتی ہے جس کے نتیجے میں ان پودوں پر پلنے والا جانور یا ان جانوروں کو غذا کے طور پر استعمال کرنے والے جانوروں کے جسموں میں اس کی کمی واقع ہو سکتی ہے۔ ایسے مقامات پر گھینگے کی بیماری عام ہوتی ہے۔



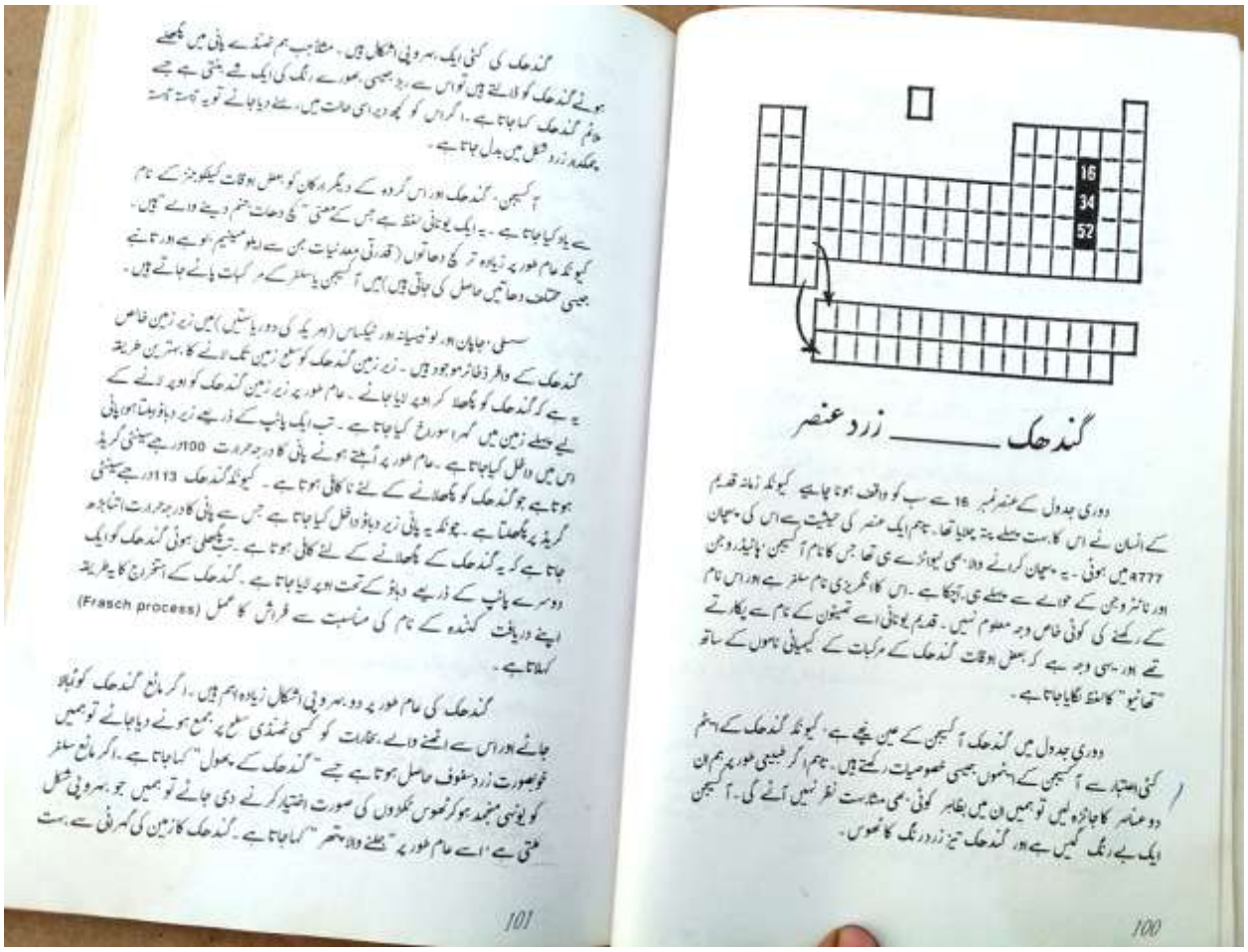
جب سے گھینگے کی وجوہات معلوم ہو گئی ہیں، کم آئیوڈین والے علاقوں کے آب رسانی کے ذخائر میں آئیوڈین کی تھوڑی سی مقدار شامل کی جاتی ہے۔ انسانی جسم کے لئے درکار آئیوڈین کو پورا کرنے کا ایک اور طریقہ یہ ہے کہ خوردنی نمک میں آئیوڈین کی تھوڑی سی مقدار ملا دی جاتی ہے۔ بڑے شہروں میں سٹوروں پر دستیاب ہونے والے ہر بند نمک کے پیکٹ میں ذرا سا آئیوڈائڈ نمک بھی ملایا جاتا ہے۔ اگر اس پیکٹ کو ذرا سا کھول کر سونگھا جائے تو اس سے آنے والی آئیوڈین کی بُو واضح طور پر محسوس کی جا سکتی ہے۔

آئیوڈین کی مقدار سمندری پانی میں بروین سے بھی کم ہوتی ہے۔ 10 لاکھ لیٹر سمندری پانی میں صرف تین گرام آئیوڈین ہوتی ہے۔ کسی بھی شخص کے لئے بھاری لاگت کے بغیر اتنی زیادہ مقدار میں پانی سے یہ آئیوڈین حاصل کرنا ممکن نہیں۔ خوش قسمتی سے بعض سمندری جاندار اپنی جسمانی ضرورتوں کے لئے سمندری پانی سے آئیوڈین لے کر اپنے جسموں میں جمع کرتے ہیں۔ اسفنج اور کچھ سمندری پودے یہ کام احسن طریقے سے سر انجام دیتے ہیں۔ ایک ٹن خشک سمندری پودوں سے پانچ کلو گرام آئیوڈین حاصل ہو سکتی ہے۔ یہ مقدار سمندری پانی سے حاصل ہونے والی آئیوڈین کی نسبت کہیں زیادہ ہے۔ آئیوڈین کو 1811ء میں ایک فرانسیسی کیمیا دان برنارڈ کورٹوئس نے سمندری پانی کی کیمیائی ساخت کا مطالعہ کرتے ہوئے دریافت کیا تھا۔

جو لوگ سمندر کے قریب رہتے ہیں، ان میں گھینگے کی بیماری یا آئیوڈین کی کمی شاذ و نادر ہی ہوتی ہے۔ کیونکہ ایک تو ان کی غذا میں سمندری خوراک شامل ہوتی ہے، جس سے انسانی جسم کے لئے درکار آئیوڈین کی ضرورت پوری ہو جاتی ہے۔ دوسرے جس زمین کو سمندر کے پانی سے سیراب کیا جاتا ہے، وہاں پر اگنے والے پودوں میں بھی آئیوڈین کی کافی مقدار ہوتی ہے۔

پرانے زمانے کے خشک ہونے والے سمندری علاقے میں پائی جانے والی معادن کے ذخائر میں سے آئیوڈین حاصل ہو سکتی ہے۔ چلی کے علاقے میں پائے جانے والے نائٹریٹ کے ذخائر میں بھی آئیوڈین کی خاصی مقدار موجود ہے۔ بعض اوقات تیل کے کنوؤں کے قرب و جوار میں بھی آئیوڈین ملا پانی دستیاب ہوتا ہے۔

آئیوڈین کے مرکبات میں ایک نائٹروجن غرقی آئیوڈائڈ بھی ہے جس کے مالیکیول میں نائٹروجن کا ایک اور آئیوڈین کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ بھورے سیاہ رنگ کا ایک مادہ ہے جو تمام معلوم اشیاء میں شاید سب سے زیادہ دھماکہ خیز ہے۔ اس کی خاص قسموں کو اگر پرندے کے پر جیسی ہی کسی نرم چیز سے بھی چھوا جائے تو ایک زبردست دھماکہ پیدا ہوتا ہے۔ جبکہ نائٹروجن غرقی کلورائیڈ، جس کے مالیکیول میں آئیوڈین کے ایٹموں کی جگہ کلورین کے ایٹم ہوتے ہیں، اتنا حساس نہیں ہوتا۔ تاہم یہ بھی بڑی بڑی تباہیوں کا باعث بن چکا ہے۔ اس کے علاوہ نائٹروجن غرقی کلورائیڈ کو کسی زمانہ میں آنے میں رنگ کاٹ کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا تھا۔



گندھک ـــــــ زرد عنصر

دوری جدول کے عنصر نمبر 16 سے سب کو واقف ہونا چاہیے کیونکہ زمانہ قدیم کے انسان نے اس کا بہت جلد پتہ چلایا تھا۔ تاہم ایک عنصر کی حیثیت سے اس کی پہچان 4777 میں ہوئی۔ یہ پہچان کرانے والا بھی لیوازیے ہی تھا جس کا نام آکسیجن، ہائیڈروجن اور نائٹروجن کے حوالے سے پہلے ہی آچکا ہے۔ اس کا انگریزی نام سلفر ہے اور اس نام کے رکھنے کی کوئی خاص وجہ معلوم نہیں۔ قدیم یونانی اسے تھیئون کے نام سے پکارتے تھے اور یہی وجہ ہے کہ بعض اوقات گندھک کے مرکبات کے کیمیائی ناموں کے ساتھ "تھائیو" کا لفظ لگایا جاتا ہے۔

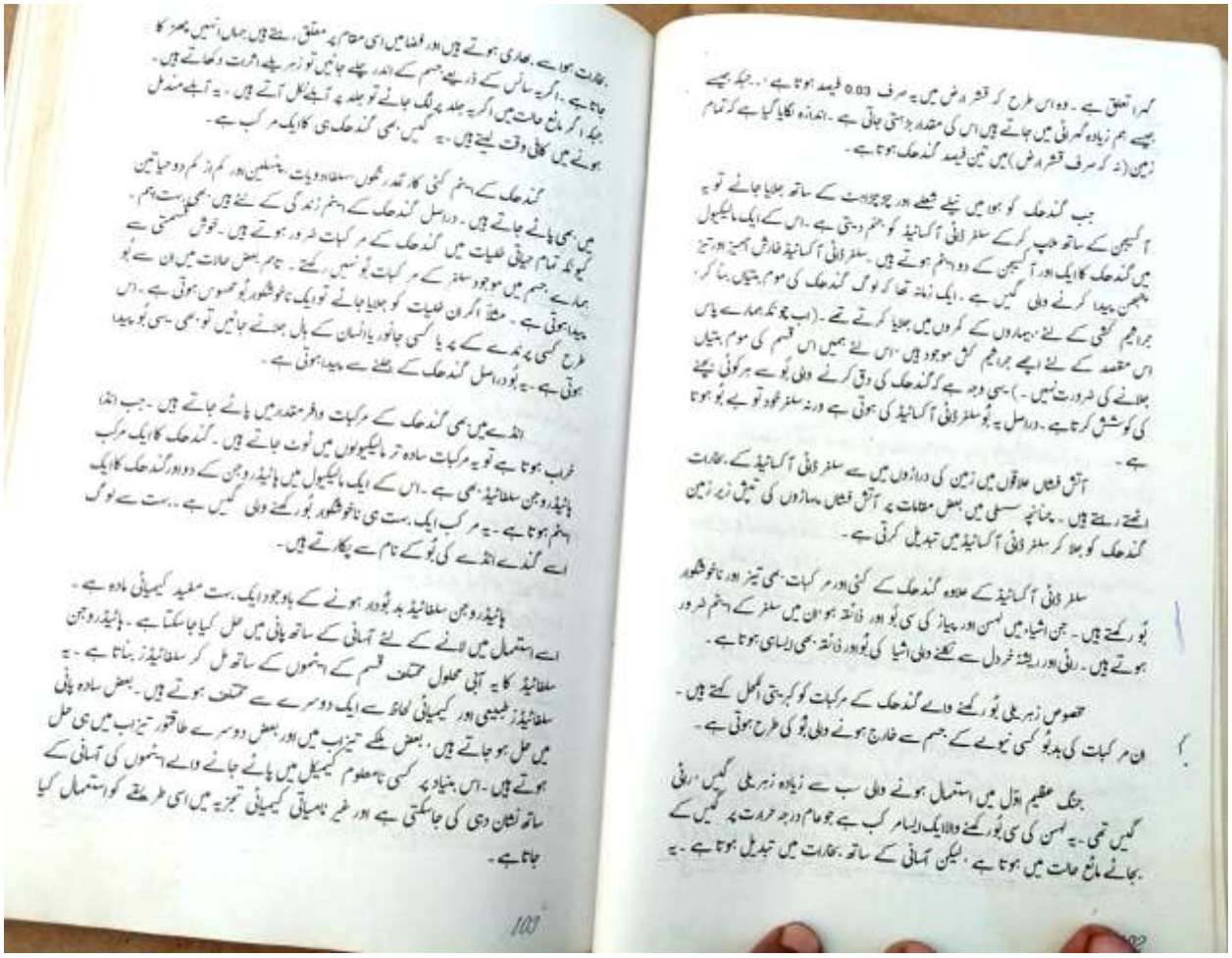
دوری جدول میں گندھک آکسیجن کے عین نیچے ہے، کیونکہ گندھک کے اہم کئی اعتبار سے آکسیجن کے اہم سے خصوصیات رکھتے ہیں۔ تاہم اگر طبیعی طور پر ہم ان دو عناصر کا جائزہ لیں تو ہمیں ان میں بظاہر کوئی بھی مشابہت نظر نہیں آئے گی۔ آکسیجن ایک بے رنگ گیس ہے اور گندھک تیز زرد رنگ کا ٹھوس۔

گندھک کی کئی ایک بیرونی اشکال ہیں۔ مثلاً جب ہم ٹھنڈے پانی میں پگھلے ہوئے گندھک کو ڈالتے ہیں تو اس سے ربڑ جیسی، بھورے رنگ کی ایک شے بنتی ہے جسے طافم گندھک کہا جاتا ہے۔ اگر اس کو کچھ دیر اسی حالت میں رہنے دیا جائے تو یہ آہستہ آہستہ بھربھرا زرد شکل میں بدل جاتا ہے۔

آکسیجن، گندھک اور اس گروہ کے دیگر ارکان کو بعض اوقات کیلکوجنز کے نام سے یاد کیا جاتا ہے۔ یہ ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی "کانسی دھات" ختم دینے والے" ہیں۔ کیونکہ عام طور پر زیادہ تر کانسی دھاتوں (قدرتی معدنیات جن سے ریوسمیٹیم ہوتا ہے اور تانبے جیسی خالص دھاتیں حاصل کی جاتی ہیں) میں آکسیجن یا سلفر کے مرکبات پائے جاتے ہیں۔

سسلی، جاپان اور لوئیسیانہ اور ٹیکساس (امریکہ کی دو ریاستیں) میں زیر زمین خاص گندھک کے وافر ذخائر موجود ہیں۔ زیر زمین گندھک کو سطح زمین تک لانے کا بہترین طریقہ یہ ہے کہ گندھک کو پگھلا کر اوپر لیا جائے۔ عام طور پر زیر زمین گندھک کو اوپر لانے کے لیے پہلے زمین میں گہرا سوراخ کیا جاتا ہے۔ تب ایک پائپ کے ذریعے زیر دباؤ بھاپ اور پانی اس میں داخل کیا جاتا ہے۔ عام طور پر اُبلتے ہوئے پانی کا درجہ حرارت 100 درجے سینٹی گریڈ ہوتا ہے جو گندھک کو پگھلانے کے لئے ناکافی ہوتا ہے۔ کیونکہ گندھک 113 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ چونکہ یہ پانی زیر دباؤ داخل کیا جاتا ہے جس سے پانی کا درجہ حرارت اتنا بڑھ جاتا ہے کہ یہ گندھک کے پگھلانے کے لئے کافی ہوتا ہے۔ پگھلی ہوئی گندھک کو ایک دوسرے پائپ کے ذریعے دباؤ کے تحت اوپر لیا جاتا ہے۔ گندھک کے استخراج کا یہ طریقہ اپنے دریافت کنندہ کے نام کی مناسبت سے فراش کا عمل (Frasch process) کہلاتا ہے۔

گندھک کی عام طور پر دو بیرونی اشکال زیادہ اہم ہیں۔ اگر مائع گندھک کو ابالا جائے اور اس سے اٹھنے والے بخارات کو کسی ٹھنڈی سطح پر جمع ہونے دیا جائے تو ہمیں خوبصورت زرد سفوف حاصل ہوتا ہے جسے "گندھک کے پھول" کہا جاتا ہے۔ اگر مائع سلفر کو یونہی منجمد ہو کر ٹھوس ٹکڑوں کی صورت اختیار کرنے دی جائے تو ہمیں جو بیرونی شکل ملتی ہے، اسے عام طور پر "بیلنے والا پتھر" کہا جاتا ہے۔ گندھک کا زمین کی گہرائی سے بہت



گہرا تعلق ہے ۔ وہ اس طرح کہ قشر ارض میں یہ صرف 0.03 فیصد ہوتا ہے ۔ جبکہ جیسے جیسے ہم زیادہ گہرائی میں جاتے ہیں اس کی مقدار بڑھتی جاتی ہے ۔ اندازہ لگایا گیا ہے کہ تمام زمین (نہ کہ صرف قشر ارض) میں تین فیصد گندھک ہوتا ہے ۔

جب گندھک کو ہوا میں نیلے شعلے اور چوبیت کے ساتھ جلایا جائے تو یہ آکسیجن کے ساتھ ملاپ کر کے سلفر ڈائی آکسائیڈ کو جنم دیتی ہے ۔ اس کے ایک مالیکیول میں گندھک کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں ۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ خارش انگیز اور تیز بدبودار گیس ہے ۔ ایک زمانہ تھا کہ لوگ گندھک کی موم بتیاں بنا کر جراثیم پیدا کرنے والی گیس سے جراثیم کشی کے لئے ، بیماروں کے کمروں میں جلایا کرتے تھے ۔ (اب چونکہ ہمارے پاس اس مقصد کے لئے ایسے جراثیم کش موجود ہیں ، اس لئے ہمیں اس قسم کی موم بتیاں جلانے کی ضرورت نہیں ۔) یہی وجہ ہے کہ گندھک کی دق کرنے والی بُو سے ہر کوئی بچنے کی کوشش کرتا ہے ۔ دراصل یہ بُو سلفر ڈائی آکسائیڈ کی ہوتی ہے ورنہ سلفر خود تو بے بُو ہوتا ہے ۔

آتش فشاں علاقوں میں زمین کی دراڑوں میں سے سلفر ڈائی آکسائیڈ کے بخارات اٹھتے رہتے ہیں ۔ چنانچہ سسلی میں بعض مقامات پر آتش فشاں پہاڑوں کی تپش زیر زمین گندھک کو جلا کر سلفر ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل کرتی ہے ۔

سلفر ڈائی آکسائیڈ کے علاوہ گندھک کے کئی اور مرکبات بھی تیز اور ناخوشگوار بُو رکھتے ہیں ۔ جن اشیاء میں لہسن اور پیاز کی سی بُو اور ذائقہ ہو ان میں سلفر کے ایٹم ضرور ہوتے ہیں ۔ ربڑ اور ربڑ سے ملتے جلتے دیگر اشیا کی بُو اور ذائقہ بھی ایسا ہی ہوتا ہے ۔

مخصوص زہریلی بُو رکھنے والے گندھک کے مرکبات کو کہ بتی اکمل کہتے ہیں ۔ ان مرکبات کی بدبُو کسی نیولے کے جسم سے خارج ہونے والی بُو کی طرح ہوتی ہے ۔

جنگ عظیم اوّل میں استعمال ہونے والی سب سے زیادہ زہریلی گیس ، ربڑ گیس تھی ۔ یہ لہسن کی سی بُو رکھنے والا ایک ایسا مرکب ہے جو عام درجہ حرارت پر گیس کے بجائے مائع حالت میں ہوتا ہے ، لیکن ہوا کے ساتھ بخارات میں تبدیل ہوتا ہے ۔ یہ بخارات ہوا سے بھاری ہوتے ہیں اور فضا میں اسی مقام پر معلق رہتے ہیں جہاں انہیں بھیجا جاتا ہے ۔ اگر یہ سانس کے ذریعے جسم کے اندر چلے جائیں تو زہریلے اثرات دکھاتے ہیں ۔ جلد پر اگر مائع حالت میں اگر یہ جلد پر لگ جائے تو جلد پر آبلے نکل آتے ہیں ۔ یہ آبلے مندمل ہونے میں کافی وقت لیتے ہیں ۔ یہ گیس بھی گندھک ہی کا ایک مرکب ہے ۔

گندھک کے ایٹم کئی کاربن مرکبات میں پائے جاتے ہیں ۔ ان میں سے دو حیاتین یعنی بائیوٹین اور تھیامین بھی پائے جاتے ہیں ۔ دراصل گندھک کے ایٹم زندگی کے لئے بہت اہم ہیں کیونکہ تمام حیاتی خلیات میں گندھک کے مرکبات ضرور ہوتے ہیں ۔ خوش قسمتی سے ہمارے جسم میں موجود سلفر کے مرکبات بُو نہیں رکھتے ۔ تاہم بعض حالات میں ان سے بُو پیدا ہوتی ہے ۔ مثلاً اگر ان خلیات کو جلایا جائے تو ایک ناخوشگوار بُو محسوس ہوتی ہے ۔ اس طرح کسی پرندے کے پر یا کسی جانور یا انسان کے بال جلتے جائیں تو بھی ایسی بُو پیدا ہوتی ہے ۔ یہ بُو دراصل گندھک کے جلنے سے پیدا ہوتی ہے ۔

انڈے میں بھی گندھک کے مرکبات وافر مقدار میں پائے جاتے ہیں ۔ جب انڈا خراب ہوتا ہے تو یہ مرکبات سادہ تر مالیکیولوں میں ٹوٹ جاتے ہیں ۔ گندھک کا ایک مرکب ہائیڈروجن سلفائیڈ بھی ہے ۔ اس کے ایک مالیکیول میں ہائیڈروجن کے دو اور گندھک کا ایک ایٹم ہوتا ہے ۔ یہ مرکب ایک بہت ہی ناخوشگوار بُو رکھنے والی گیس ہے ۔ بہت سے لوگ اسے گندے انڈے کی بُو کے نام سے پکارتے ہیں ۔

ہائیڈروجن سلفائیڈ بدبُودار ہونے کے باوجود ایک بہت مفید کیمیائی مادہ ہے ۔ اسے استعمال میں لانے کے لئے اسے آہنی کے ساتھ پانی میں حل کیا جاسکتا ہے ۔ ہائیڈروجن سلفائیڈ کا یہ آبی محلول مختلف قسم کے دھنوں کے ساتھ مل کر سلفائیڈز بناتا ہے ۔ یہ سلفائیڈز طبیعی اور کیمیائی لحاظ سے ایک دوسرے سے مختلف ہوتے ہیں ۔ بعض سادہ پانی میں حل ہو جاتے ہیں ، بعض ہلکے تیزاب میں اور بعض دوسرے طاقتور تیزاب میں ہی حل ہوتے ہیں ۔ اس بنیاد پر کسی نامعلوم کیمیکل میں پائے جانے والے دھنوں کی آسانی کے ساتھ نشان دہی کی جاسکتی ہے اور غیر نامیاتی کیمیائی تجزیہ میں اسی طریقے کو استعمال کیا جاتا ہے ۔

کالجوں کی تجربہ گاہوں سے، جہاں کیمیائی تجزیہ کے تجربات کرائے جاتے ہیں، اکثر و بیشتر ہائیڈروجن سلفائیڈ کی بُو آتی رہتی ہے۔

ہائیڈروجن سلفائیڈ بہت زیادہ زہریلی گیس ہے۔ حتیٰ کہ یہ کاربن مونو آکسائیڈ سے بھی زیادہ زہریلی ہے۔ ایک لحاظ سے یہ کاربن مونو آکسائیڈ جتنی خطرناک نہیں۔ کیونکہ یہ بُو رکھتی ہے۔ جب بھی ہوا میں اس کی مقدار خطرناک حد تک پہنچتی ہے تو اس کی بُو ناقابل برداشت ہو جاتی ہے اور لوگ یا تو کھڑکیاں کھول لیتے ہیں یا یکدم باہر نکل جاتے ہیں۔ اسی لیے زندہ جن کے طور پر استعمال ہونے والی گیس میں اس کی تھوڑی سی مقدار شامل کی جاتی ہے۔ تاکہ اگر کہیں سے گیس خارج ہو رہی ہو تو اس کا پتہ چل سکے۔ بعض اوقات اس مقصد کے لیے کہرستی گھل بھی استعمال کیا جاتا ہے، کیونکہ اس کی بُو اور بھی تیز اور نمایاں ہوتی ہے۔

کیمیا کا ایک حیرت انگیز پہلو یہ بھی ہے کہ خواہ کوئی چیز کتنی ہی ناپسندیدہ کیوں نہ ہو، کسی نہ کسی طرح اس کا مفید استعمال نکال ہی لیا جاتا ہے۔ ربڑ میں سلفر کا استعمال اس کی زندہ مثال ہے کیونکہ سلفر کے بغیر ربڑ ہمیشہ ناقص ہوتا ہے۔

کیڑے کو واٹر پروف بنانے کے لئے سب سے پہلے سکاٹ لینڈ کے ایک باشندے چارلس میکنٹاش نے کیڑے کے اوپر ربڑ کی لپائی کی تھی۔ اسی کے نام پر اب بھی برساتی کو بعض اوقات میکنٹاش کہا جاتا ہے۔ مگر اس قسم کے کیڑے تمام دن نہیں ہوتے تھے۔ اگرچہ اس قسم کے کیڑوں کے ذریعے بارش کے پانی سے بچا جا سکتا تھا لیکن موسم سرما میں یہ کیڑے بہت ہی سخت ہوتے تھے، جبکہ موسم گرما میں یہ بہت پتلے ہوتے تھے۔

1839 میں ایک امریکی چارلس گڈیئر سے اتفاقاً گرم چولہے کے اوپر گندھک اور ربڑ کا ہمیزہ گرا۔ جب اس نے چولہے پر سے یہ ہمیزہ مصالحہ چکھا تو دیکھا کہ ربڑ میں جیسے کی نسبت زیادہ چمک پن اور تناؤ پیدا ہو چکا ہے اور اب یہ ربڑ کافی درجہ حرارت پر بھی خشک اور لچکدار رہتا ہے۔ دراصل اس نے ربڑ کے ولکاؤ کا عمل دریافت کیا تھا۔ گندھک کو کاربن اور قلمی شورے کے ساتھ بھی ملایا جاتا ہے جس سے ہمیں بادود حاصل ہوتا ہے۔

سلفر ڈائی آکسائیڈ گیس کھانسی پیدا کرنے اور نظام تنفس میں ہیجان پیدا کرنے کے علاوہ ایک مفید رنگ کاٹ بھی ہے۔ یہ اون اشیا کے لئے رنگ کاٹ کے طور پر استعمال ہوتی ہے جن کو بھوریں کی تیز حاضیت کی وجہ سے ضرر پہنچتا ہے۔ اس لئے ریشم، اون، سنگھوں کی لومپیوں اور پرندوں کے پروں کی رنگائی کے لئے سلفر ڈائی آکسائیڈ استعمال کی جاتی ہے۔ اس کے علاوہ سلفر ڈائی آکسائیڈ کھانے کی اشیا کے ساتھ مانع حالت کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ اس لئے ہوٹلوں کی طرح اسے ریفریجریٹر وغیرہ میں سرد ہوا کے طور پر بھی استعمال کیا جاتا ہے۔

کاغذ کی صنعت میں بھی یہ گیس وافر مقدار میں استعمال ہوتی ہے۔ کاغذ کچلی ہوئی لکڑی سے بنتا ہے۔ لکڑی کا مفید ترین حصہ سیلولوز کہلاتا ہے۔ یہ لمبے لمبے ریشوں کی صورت میں ہوتا ہے۔ یہ ریشے تنے میں ایک پیچیدہ لے والی شے گلنن کے ذریعہ یکجا رہتے ہیں۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ پانی میں حل ہو کر سلفائٹس بناتی ہے۔ یہ سلفائٹس کو جب اس کچلی ہوئی لکڑی میں ڈالا جاتا ہے تو گلنن اس میں حل ہو جاتا ہے جبکہ سیلولوز کے ریشے باقی بچ جاتے ہیں، جنہیں موزوں حالت کے تحت دبا دبا کر لمبے باریک اوراق کی صورت میں لایا جاتا ہے۔

سلفر ڈائی آکسائیڈ میں آکسیجن کا ایک اور ایٹم بھی سما سکتا ہے جس کے بعد ہمیں سلفر ٹرائی آکسائیڈ حاصل ہوتی ہے۔ یہ پانی میں حل ہو سکتی ہے۔ اس عمل کے دوران سلفر ٹرائی آکسائیڈ کا ایک مالیکیول پانی کے ایک مالیکیول کے ساتھ جذب کر کے سلفیورک ایسڈ کا ایک مالیکیول بناتا ہے۔ یہ مالیکیول عمومی طور پر سات ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس میں ہائیڈروجن کے دو، سلفر کا ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔

سلفیورک ایسڈ ایک طاقتور اور سب سے سستا اور دھم تیزاب ہے۔ کہا جاتا ہے کہ کسی قوم کی صنعتی ترقی کا اندازہ وہاں پر سلفیورک ایسڈ کی سالانہ کھپت سے لگایا جا سکتا ہے۔ سلفیورک ایسڈ کے مالیکیول پانی کے مالیکیولوں کے ساتھ نہایت تیزی سے جذب کرتے ہیں اور اس عمل کے دوران بہت زیادہ حرارت پیدا ہوتی ہے۔ یہ عمل خطرناک بھی ثابت ہو سکتا ہے، کیونکہ کیمیائی تجربہ گاہوں میں اس کے ہلکے محلول کی ضرورت پڑتی ہے اور اس مقصد کے لئے اسے پانی میں ملانا پڑتا ہے۔ اگر پانی اور تیزاب دونوں کو یکدم ملایا جائے تو

اس عمل سے پیدا ہونے والا ہمیزہ اہل کر بھیتوں کی شکل میں اڑے گا جس سے کیمیا دان نہ صرف بڑی طرح پھنس سکتا ہے، بلکہ اس کی بینائی بھی ضائع ہو سکتی ہے۔ اس لئے سلفیورک ایسڈ کے استعمال میں بہت زیادہ احتیاط کرنی پڑتی ہے۔

سلفیورک ایسڈ پانی سے تلپ کی کوششوں میں دیگر مالیکیولوں میں سے بھی ہائیڈروجن اور آکسیجن کے ہمزہ سے گزرتا ہے۔ چنانچہ ناسیاتی مرکبات سے عمل کر کے صرف کاربن کو باقی رہنے دیتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ جب اس میں ذرا سی چینی ڈال دی جائے تو یہ چینی سیاہ اور نرم سفوف بن جاتی ہے۔ اس عمل کے تحت لکڑی بھی جل کر سیاہ ہو جاتی ہے۔ کپڑوں یا کاغذ پر گرنے والا اس تیزاب کا قطرہ ان اشیاء میں سوراخ کر دیتا ہے۔ اگر یہ تھوڑی جلد پر پڑ جائے تو جلد بُری طرح پھٹ جاتی ہے۔

یہ تمام معلوم کیمیکلز میں نہایت ہی کارآمد کیمیکل ہے اور ہماری جدید صنعتیں اس کی مدد موجود گی میں بہت سے کام چلا رہ سکتی ہیں۔ اسے دھاتوں اور پٹرولیم کی صفائی، دھاتوں کی ورق پذیری، فولادی تار بنانے اور کئی دوسرے کیمیکل کی تیاری میں طرح طرح سے استعمال کیا جاتا ہے۔

دوری جدول میں گندھک کے نیچے گندھک کی طرح کے دو اور عناصر موجود ہیں۔ ان دو میں سے سلینیم ٹیلوریم کا مطالعہ ایک جرمن کیمیادان مارٹن ہینرخ کلپروتھ نے 1798 میں کیا تھا۔ دوری جدول کی ترتیب میں اس عنصر کا نمبر 52 ہے اور اس کا یہ نام رومیوں کے ارضی دیوتا کی مناسبت سے رکھا گیا۔ اسے آسٹریلیا کے ایک کیمیادان فرانز جوزف مُلر نے 1782 میں دریافت کیا تھا۔

اس کے بعد برزیلیس نے جب 1817 میں عنصر نمبر 34 دریافت کیا تو اسے یہ معلوم ہوا کہ اس کی خصوصیات ٹیلوریم سے ملتی جلتی ہیں۔ اس لئے اس نے یونانی دیومالا میں چاند کے دیوتا کی مناسبت سے اس کا نام سلینیم رکھا۔

سلینیم اور ٹیلوریم بھی سلفر کی طرح کے مرکبات بناتے ہیں۔ چنانچہ سلینیم کا ایک ہمزہ ہائیڈروجن کے دو ہمزوں کے ساتھ مل کر ہائیڈروجن سیلینائیڈ بناتا ہے جو

ہائیڈروجن سلفائیڈ سے بھی زیادہ گندی بو رکھتا ہے۔ اس کی بو بالکل سڑی ہوئی مولی کی طرح ہوتی ہے۔ دوسری طرف ہائیڈروجن ٹیلورائیڈ ہے۔ یہ اس سے بھی گندی بو رکھتا ہے۔ اس کی بو سڑے ہوئے لہسن کی طرح ہوتی ہے۔ کیمیادان اگر ٹیلوریم پر تحقیقی کام کر رہے ہوں۔ تو سانس کے ذریعہ ہائیڈروجن ٹیلورائیڈ معمولی مقدار میں کھینچنے پر ان کے جسم میں ٹیلوریم کی کچھ نہ کچھ مقدار پہنچ جاتی ہے۔ اگر کوئی کیمیادان زیادہ عرصہ یہی کام کرتا رہے تو ظاہر ہے کہ وہ سوسائٹی سے الگ تھلگ رہنا پسند کرے گا۔ یہی وجہ ہے کہ معمولی مقدار میں ٹیلوریم کو بھل دیگر عناصر کے ساتھ ملا کر اس کے خواص کو حسب منشا بنایا جاتا ہے تاکہ کیمیادان بےاحتیاط اس پر کام جاری رکھ سکیں۔

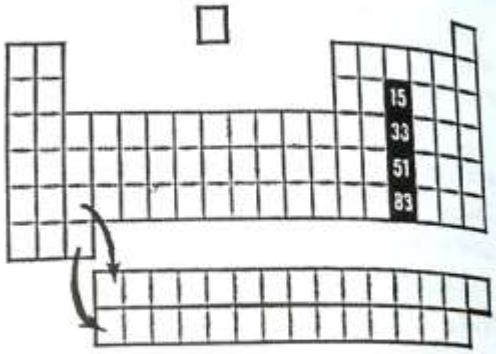
ہر یکے کے مغربی علاقے میں بعض مقامات کی مٹی میں سلینیم معمول سے زیادہ مقدار میں پایا جاتا ہے۔ ان مقامات پر اگنے والے پودے یہ سلینیم جذب کر لیتے ہیں۔ بعض ان پودوں میں جہاں گندھک کے مرکبات تیار ہونے چاہییں۔ وہاں یہ مرکبات گندھک کی بجائے سلینیم کو لے لیتے ہیں۔ یوں گندھک کے مرکبات کی بجائے ان پودوں میں سلینیم کے مرکبات تیار ہوتے رہتے ہیں۔ سلینیم کے مرکبات والے یہ پودے بہت زہریلے ہوتے ہیں اور ان پودوں کو چرنے والے جانور ہلاک ہو سکتے ہیں۔

سلینیم، اگرچہ گندھک سے بھی زیادہ ناپسندیدہ خواص رکھتا ہے، مگر اس کے باوجود سلینیم سے مفید کام بھی لیا جا سکتا ہے۔ اگر اس کا ایک بھورا سا ٹکڑا پگھلے ہوئے شیشے میں ڈالا جائے تو اس میں بیدار رنگ پیدا ہوتا ہے جو شیشے کے قدرتی سبز رنگ کو زائل کرتا ہے۔ چنانچہ شیشہ صاف شفاف ہو جاتا ہے۔ اگر سلینیم کی زیادہ مقدار استعمال کی جائے تو شیشہ صاف اور شوخ سرخ رنگ کا بنتا ہے جسے ٹریفک کے اشارے کی بتی میں استعمال کیا جاتا ہے۔

سلینیم برق کا بھی موصل ہے، لیکن عجیب و غریب انداز کا۔ اندھیرے میں یہ برق کا اچھا موصل نہیں، جبکہ روشنی میں یہ برق کا بہت اچھا موصل ثابت ہوتا ہے۔ اس کی اس خاصیت کا پتہ ڈبلیو سمتھ نے 1873 میں چلایا تھا۔ یہ دریافت بھی رڈ کے وکاؤ کے عمل کی طرح اتفاقیہ انکشافات میں سے ہے۔ سلینیم کی اس خاصیت کی بدولت خودکار دروازوں

جیسے دیگر مجاثبات ظہور پذیر ہوئے۔

ضیا برقی خانہ (Photoelectric cell) ایسی دھات کا بنا ہوتا ہے کہ جس پر سیلینیم کی تہ چڑھی ہوتی ہے۔ اس خانے کو کمانی دار دروازے کے سامنے لگے ہوئے ایک ستون کے ساتھ منسلک کر دیا جاتا ہے۔ مخالف سمت میں ایک اور ستون سے منسلک ایک چھوٹے بلب سے ضیا برقی خانے پر روشنی کی شعاع پڑتی ہے۔ اس طرح جب تک سیلینیم پر یہ روشنی پڑتی ہے اس میں سے برقی رو بھی گزرتی ہے اور یوں دروازہ بند رہتا ہے۔ جب کوئی شخص ان دو ستونوں کے درمیان میں سے گزرتا ہے تو اس کا جسم روشنی کے سلسلے کو منقطع کر دیتا ہے جس سے ایک لمحہ کے لئے سیلینیم پر تاریکی پڑ جاتی ہے اور اس میں سے برقی رو بھی بند ہو جاتی ہے۔ اس وجہ سے عین وقت پر اس شخص کے لئے دروازہ کھل جاتا ہے۔ ضیا برقی خانے الارم کو بھی کرنے، دیگر آلات کو بند کرنے اور اس قسم کے ہزاروں کام سرانجام دینے کے لیے استعمال ہوتے ہیں۔



فاسفورس ـــــــ دہکنے والا عنصر

1669ء میں ایک جرمن کیمیا دان ایچ برانڈ پیشاب پر تحقیق کر رہا تھا۔ اس نے اسے اتنی زیادہ حرارت پہنچائی کہ اس میں سے سارے کا سارا پانی اڑ گیا۔ پھر جب اس نے بچی ہوئی ٹھوس اشیاء کا تجزیہ کیا تو اسے معلوم ہوا کہ اس میں ایک نیا عنصر موجود ہے جس کا نمبر 15 ہے۔

یہ ایک ٹھوس، سفید اور موی سا عنصر تھا جو عام درجہ حرارت پر کھلی ہوا میں رکھنے سے ہمیشہ جلتا تھا اور سبز شعلہ دیتا تھا۔ اسی چمک کی مناسبت سے برانڈ نے اس نئے عنصر کو فاسفورس کا نام دیا جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "میں روشنی رکھتا ہوں"۔

پہلے پہل یہ فاسفورس ماچسوں میں استعمال ہوتا رہا کیونکہ اسے آسانی کے ساتھ آگ لگائی جا سکتی ہے۔ لیکن بدقسمتی سے فاسفورس کی یہ شکل، جو سفید فاسفورس کہلاتی ہے، بہت زیادہ زہریلی ہوتی ہے۔ ماچس کی فیکٹریوں میں کام کرنے والے لوگ فاسفورس کے بخارات سانس کے ذریعہ پھیپھڑوں تک پہنچانے پر مجبور ہوتے تھے۔ جہاں سے

فاسفورس ان کی ہڈیوں میں پہنچ کر ہڈیوں میں لاعلاج امراض پیدا کرنے کا باعث بنتا تھا۔ اس کی ہلاکت خیزی کا اندازہ اس بات سے لگائیں کہ محض 95 ملی گرام سفید فاسفورس بھی جسم میں پہنچ کر مہلک ثابت ہو سکتا ہے۔

خوش قسمتی سے فاسفورس کی ایک اور بیرونی شکل بھی ہے۔ اگر سفید فاسفورس کو آکسیجن کی عدم موجودگی میں (تاکہ یہ جلنے نہ پائے) بند گھنٹوں کے لیے 250 درجے پر گرم کیا جائے تو یہ سرخ فاسفورس کی شکل اختیار کر لیتا ہے۔ فاسفورس کی یہ بیرونی شکل 1845ء میں دریافت کی گئی تھی۔ یہ دونوں بیرونی اشکال ایک دوسرے سے صرف رنگ میں ہی مختلف نہیں بلکہ دیگر خواص میں بھی اختلاف رکھتی ہیں۔ سفید فاسفورس 44 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے، جبکہ سرخ فاسفورس کا نقطہ پگھلاؤ 600 درجے سینٹی گریڈ ہے۔ سرخ فاسفورس سفید فاسفورس کی نسبت کم حامل ہوتا ہے۔ یہ روشنی نہیں دیتا اور نہ ہی ہوا کے ساتھ جلتا ہے۔ یہ سفید فاسفورس کی نسبت کم زہریلا ہوتا ہے اس لیے اسے ہوا کے ساتھ استعمال میں لایا جا سکتا ہے۔

آج کے دور میں بھی ماچس کی تیاری میں فاسفورس کسی نہ کسی طرح استعمال ہوتا ہے۔ عام ماچس کی تیلی جو کسی کھردری سطح کے ساتھ رگڑنے پر آگ پکڑتی ہے، کے سروں پر فاسفورس ٹرائی سلفائیڈ لگائی گئی ہوتی ہے۔ اس مرکب کے ایک مالیکیول میں فاسفورس کے چار اور سلفر کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔

فاسفورس ٹرائی سلفائیڈ زیادہ زہریلی بھی نہیں اور یہ ہوا کے ساتھ آگ بھی پکڑ لیتی ہے۔ کھردری سطح پر ماچس کی تیلی کے رگڑنے سے جو حرارت پیدا ہوتی ہے وہ اسے شعلہ بن کر جلانے کے لیے کافی ہوتی ہے۔ اس عمل کو مزید یقینی بنانے کے لیے اس کے ساتھ دیگر مرکبات بھی شامل کیے جاتے ہیں جو معمولی حرارت پہنچنے پر آکسیجن خارج کرتے ہیں۔ آکسیجن کی موجودگی میں فاسفورس ٹرائی سلفائیڈ مزید تیزی سے جل اٹھتا ہے۔

بہتر استعمال ہونے والی محفوظ ماچسوں کی تیلیوں کے سروں پر فاسفورس کا کوئی مرکب نہیں لگا ہوتا۔ چنانچہ عام رگڑ سے اسے آگ نہیں لگائی جا سکتی۔ ماچس کی ڈبی کی خصوص بنی پر سرخ فاسفورس لگا ہوتا ہے۔ جب محفوظ ماچس کی تیلی کو اس بنی پر رگڑا

جاتا ہے تو سرخ فاسفورس سے چنگاریاں اٹھتی ہیں، جن میں اتنی حرارت ہوتی ہے کہ اس سے تیلی کو آگ لگ جاتی ہے۔

فاسفورس جل کر فاسفورس پینٹا کسائیڈ بناتا ہے۔ یہ ایک سفید ٹھوس ہے اور اس کے مالیکیول میں فاسفورس کے دو اور آکسیجن کے پانچ ایٹم ہوتے ہیں۔ فاسفورس پینٹا کسائیڈ بھی سیلیکا جیل کی طرح خشک آور ہے۔ یہ ہوا سے نمی جذب کر کے ہوا کو خشک کرتا ہے۔ یہ سیلیکا جیل سے کہیں زیادہ طاقتور خشک آور ہے۔ بلکہ یہ کہنا زیادہ مناسب ہوگا کہ یہ سب سے زیادہ طاقتور خشک آور ہے۔ مگر اسے عملی سے استعمال میں نہیں لایا جا سکتا۔ اگر اس پر کوئی نظر نہ رکھی جائے تو یہ اپنے گرد و پیش سے بہت سا پانی جذب کر کے پچپچا ہو کر ناکارہ ہو جاتا ہے۔

فاسفورس پینٹا کسائیڈ جب پانی کے ساتھ عمل کرتا ہے تو فاسفورک ایسڈ بناتا ہے۔ یہ ایک نیم طاقتور تیزاب ہے اور صنعتی طور پر تمام تیزابوں سے زیادہ مقدار میں تیار کیا جاتا ہے۔ فاسفورک ایسڈ مختلف قسم کے دیگر اجسام سے جذب کر کے فاسفیٹ بناتا ہے۔

برانڈ کے تجربے کے ذریعے پیشاب میں فاسفورس کی موجودگی کا پتہ چلایا جانے کے لیے کافی ہے کہ حیاتی مادوں میں فاسفورس پایا جاتا ہے۔ فاسفورس زندگی کے لیے ایک اہم عنصر ہے۔ انسانی جسم میں یہ فاسفیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔

انسانی جسم اور دیگر ہڈیوں والے جانوروں (ہاتھی سے لیکر مچھلی تک) کی ہڈیاں زیادہ تر فاسفیٹ سے بنی ہوتی ہیں۔ ہڈیوں کی یہ فاسفیٹ ساخت میں ایک چٹانی فاسفیٹ ہائیڈرا کسی ایپاٹائٹ سے بہت مشابہ ہوتی ہے۔ یہ بات بڑی عجیب لگتی ہے کہ ہڈی اور پتھر ایک دوسرے سے اتنے ملتے جلتے ہیں۔ مگر حقیقت یہی ہے۔ یہاں ہڈی سے مراد اس کا سخت "معدنی" حصہ ہے۔ تاہم ہڈیوں اور چٹانی فاسفیٹ میں ایک بڑا فرق یہ ہے کہ ہڈیوں میں مختلف قسم کے حجیدہ نامیاتی مرکبات بھی کی وجہ سے یہ سخت اور لچکدار ہوتی ہیں اور یہی مرکب ہڈیوں کو چوٹیں برداشت کرنے کے قابل بناتے ہیں۔ ورنہ ہڈیوں میں اگر صرف فاسفیٹس ہی ہوتے تو ان چوٹوں سے ہڈیاں ٹوٹ کر ریزہ ریزہ ہو جایا کرتیں۔ چنانچہ جیسے جیسے ہڈی کی عمر زیادہ ہوتی جاتی ہے، نامیاتی مرکبات کی مقدار گھٹتی اور فاسفیٹس کی

مقدار بڑھتی جاتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ عمر رسیدہ لوگوں کی ہڈیاں بھربھری اور کمزور ہوتی ہیں اور جوان لوگوں کی ہڈیوں کی نسبت ان کے ٹوٹنے کا احتمال زیادہ ہوتا ہے۔

حیاتی اجسام کے نرم خلیوں میں بھی فاسفیٹس کی کافی مقدار ہوتی ہے۔ جب جسم غذا کو ہضم کر کے توانائی حاصل کرتا ہے تو یہ توانائی جسم میں ایک مخصوص فاسفیٹ کی شکل میں جمع ہو جاتی ہے۔ یہ فاسفیٹس 'ہائی انرجی فاسفیٹس' کہلاتے ہیں۔ پھر جب کبھی بھی جسم کو مختلف سرگرمیوں مثلاً عضلات کو سکیڑنے، یا کسی بھی قسم کے پیغام بھیجنے یا سادہ مالیکیولوں سے جٹیل مالیکیول بنانے کے لیے توانائی کی ضرورت پڑتی ہے تو جسم ان زیادہ توانائی والے فاسفیٹس کو توڑ کر مطلوبہ توانائی حاصل کر لیتا ہے۔ یہ زیادہ توانائی والے فاسفیٹس توانائی کے ساتھ ٹوٹ کر اس فالتو توانائی کو خارج کر دیتے ہیں۔

دیگر جانداروں کی طرح پودوں کو بھی فاسفورس کی ضرورت ہوتی ہے۔ چنانچہ پودوں کو دی جانے والی بیشتر کھادوں میں فاسفورس بھی ہوتا ہے۔ اس قسم کی کھادوں میں ایک اہم اور مفید کھاد کا نام سُپر فاسفیٹ ہے۔ ہڈی ہوئی ہڈیوں میں چونکہ فاسفورس زیادہ ہوتا ہے اس لیے یہ بھی کھاد کے طور پر استعمال کی جاتی ہیں۔

زمین کے نیچے دبے ہوئے پودے جب گلنے سڑنے لگتے ہیں تو ان سے تھین گیس پیدا ہوتی ہے۔ اس وقت پودوں کے خلیوں میں موجود فاسفورس فاسفین کی صورت میں پودوں سے خارج ہوتی ہے۔ یہ ایک ناخوشگوار بُو والی زہریلی گیس ہے جس کے ایک مالیکیول میں فاسفورس کا ایک اور ہائیڈروجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔ فاسفین ہوا میں عام درجہ حرارت پر بھی جلتی ہے۔ اکثر دلدلی علاقوں میں، جہاں یہ گیس دلدل سے خارج ہو کر ہوا میں شامل ہوتی ہے، کسی دلدل کے اوپر فاسفین کے جلنے سے ہوا میں اس کا مدھم سا شعلہ نظر آتا ہے۔ یہ شعلہ دلدلی علاقوں میں راستہ بھٹک جانے والے لوگوں کو ہاتھ میں لالٹین تھامے شخص کی طرح نظر آتا ہے یا پھر وہ اسے کسی روشن مکان کی کھڑکی سمجھ لیتے ہیں اور پرامید ہو کر اس کی سمت تیزی سے بڑھتے ہیں، مگر اس کے قریب پہنچ کر انہیں ناکامی اور مایوسی کا منہ دیکھنا پڑتا ہے۔

حال ہی میں فاسفورس کے کچھ نئے مرکبات بھی سامنے آئے ہیں۔ ان مرکبات کو اعصابی گیس کا فطری نام دیا گیا ہے۔ یہ مرکبات انسانی جسم کے بعض ایسے کیمیائی پودوں کو ناکارہ کر دیتے ہیں جو اعصاب کو کام میں لانے کا باعث بنتے ہیں۔ اگر یہ اعصابی گیس سانس کے ذریعے جسم میں پہنچ جائے تو جسم کا سارا اعصابی نظام رک جائے گا اور جسم کی ساری تحریکات ساقط ہو کر رہ جائیں گی۔ کیونکہ اعصاب سے پیغام نہ ملنے کے باعث کوئی بھی عضلہ کام نہیں کرے گا۔ یوں چند ہی لمحات میں موت واقع ہو جائے گی۔ اس کا مؤثر ہونا اس سے کیا جا سکتا ہے کہ جیسے کسی جدید شہر کا برقی نظام یک لخت خراب ہو جائے۔ یہ گیس جنگ عظیم اول میں استعمال ہونے والی ساری زہریلی گیسوں سے بھی زیادہ مہلک اور جان لیوا ہے۔ اللہ کرے اس کے استعمال کی کبھی بھی نوبت نہ آئے۔

دوری جدول میں فاسفورس کے عین نیچے عنصر نمبر 33 آرسینک (سنکھیا) ہے۔ اس کی بطور عنصر شناخت 1733ء میں ہوئی تھی۔ لیکن یہ قدیم زمانے میں بھی کسی نہ کسی شکل میں جانا اور پہچانا جاتا تھا۔ گندھک اور آرسینک کے ایک زرد معدن کے یونانی نام سے اس عنصر کا نام اخذ کیا گیا ہے۔ اگرچہ یہ عنصر بکثرت نہیں پایا جاتا لیکن سارے کرۂ ارض پر دستیاب ہے۔ کسی بھی کچ دھات سے اس کی دھات کی تخلیص کے دوران ایک مشکل یہ بھی پیش آتی ہے کہ اس دھات کے ساتھ ہی ہوئی آرسینک کو کیسے الگ کیا جائے۔

کسی ہوی کے سامنے جب سنکھیا کا نام لیا جاتا ہے تو اس کے ذہن میں ایک مؤثر زہر کا تصور ابھر آتا ہے۔ حقیقت یہ ہے کہ جو آرسینک (سنکھیا) لوگوں کو زہر قاتل کے طور پر دیا جاتا ہے وہ آرسینک عنصر بالکل نہیں ہوتا۔ کیونکہ آرسینک بذات خود اتنا زہریلا نہیں ہوتا۔ البتہ اس کا ایک مرکب، جو آرسینک ٹرائی آکسائیڈ کہلاتا ہے، انتہائی مہلک زہر ہے۔ اس کے مالیکیول میں آرسینک کے دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں اور اس کی 150 ملی گرام مقدار بھی مہلک ثابت ہو سکتی ہے۔

آرسینک کی معمولی سی مقدار لمبے لمبے وقفوں کے بعد کھانے سے انسان کو اس کی عادت پڑ سکتی ہے۔ اس طرح آرسینک کھانے والا شخص مختلف اوقات میں آرسینک کی اتنی مقدار کھا لیتا ہے کہ اگر کوئی دوسرا آدمی بیک وقت اتنی مقدار کھا لے تو وہ ہلاک ہو سکتا

ہے۔ ایک قدیم بادشاہ مثھریڈیٹس تک پائنس کے متعلق کیا جاتا ہے کہ اس نے ہر قسم کے زہروں کی معمولی مقدار کھا کر ان زہروں کے مضر اثرات سے خود کو محفوظ کر لیا تھا۔ یہ بات کسی حد زہر کے بارے میں ثابت ہو یا نہ ہو، بہر حال ٹرسینک کے بارے میں مسلم ہے۔

کسی مرد و انسان کے بدن میں ٹرسینک کی موجودگی کا پتہ چلانے کے لیے اس کے بافتہ خلیوں کا کسی تیزاب اور دھات کے ہمیٹو کے ساتھ عمل کرایا جاتا ہے۔ تیزاب اور دھات ان میں عمل کر کے ہائیڈروجن گیس بناتے ہیں۔ پھر یہ گیس اسی وقت خلیوں میں موجود ٹرسینک (اگر ان میں موجود ہو) کے ساتھ عمل کر کے آرسائن بناتی ہے۔ یہ ایک بہت ہی زیادہ زہریلی گیس ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں ٹرسینک کا ایک اور ہائیڈروجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔

اب آرسائن اور ہائیڈروجن کے ہمیز سے گو ایک ایسی نلی میں سے گزارا جاتا ہے جس کے ایک مخصوص حصے کو خوب گرم کیا گیا ہو۔ اس گرم حصے میں آرسائن اور ہائیڈروجن میں تحلیل ہو جاتا ہے۔ یہ آرسینک چند انچ کے فاصلے پر ٹھنڈے حصہ میں جمع ہو جاتا ہے جس کی وجہ سے ایک دھندلا دھبا سا بن جاتا ہے جو ٹرسینک کی موجودگی کا پتہ دیتا ہے۔ یہ ٹیسٹ اپنے دریافت کنندہ کے نام کی مناسبت سے مارش ٹیسٹ کہلاتا ہے۔ مقدمات قتل کی تفتیش میں اس ٹیسٹ کو بہت اہم سمجھا جاتا ہے۔

ٹرسینک ٹرائی آکسائیڈ پانی کے مالیکیول اور دیگر قسم کے اجسام کے ساتھ عمل کر کے آرسینائٹ بناتا ہے۔ یہ بھی زہریلے مرکبات ہوتے ہیں۔ ضروری نہیں کہ تمام زہر انسانوں پر ہی آزمائے جاتے ہوں۔ کچھ زہر انسانوں کے دشمنوں کے لیے بھی ہوتے ہیں مثلاً ہرسینیئس کو گیہوں کو خاک کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ اس لحاظ سے یہ بہت ہی کارآمد گرم کش ہے۔ اکثر و بیشتر بھلدار پودوں پر آرسینیئس کا چھڑکاؤ کیا جاتا ہے تاکہ گیہوں کے بھلوں کو نقصان نہ پہنچا سکیں اور یوں یہ ہمارے لیے محفوظ رہیں۔ اسی لیے بھلوں کو کھانے سے پہلے دھونا بہت ہی اچھا ثابت ہوتا ہے کیونکہ آرسینیئس بہر حال صحت کے لیے بھی ضرر رساں ثابت ہوتے ہیں۔ کپاس کی فصل پر بھی کم اونچائی پر پرواز کرنے والے جہازوں کے ذریعے آرسینیئس کا چھڑکاؤ کیا جاتا ہے تاکہ کپاس کے کیڑوں کا

بروقت قلع قمع کیا جا سکے۔ سب سے زیادہ معروف آرسینیٹ مرکب "پیرس گرین" ہے۔

آرسینک جنگ میں استعمال ہونے والی بعض گیسوں میں بھی شامل کیا جاتا ہے۔ "لیوزائٹ" جو جنگ عظیم اوّل میں استعمال کیا گیا تھا، خردلی گیس کے بعد سب سے زیادہ زہریلے اثرات رکھتا ہے۔ یہ بھی آرسینک کا ایک مرکب ہے۔

پھر آرسینک اتنا بھی بُرا نہیں کہ اس سے کوئی بھی مفید کام نہیں لیا جا سکتا۔ بلکہ اس کے بعض مرکبات کو ادویات کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ ایک جرمن سائنسدان پال ایرلک نے آرسینک کا ایک مرکب تیار کر کے اس کا نام ٹرسفیامین یا "606" (کیونکہ یہ 606ویں مرکب تھا جس پر اس نے تحقیق کی) رکھا۔ یہ مرکب بافتہ امتیازی تمدریہ کو مدنظر رکھتے ہوئے آتشک کے علاج کے لیے استعمال میں لایا جاتا ہے۔ تاہم آج کل اس کا استعمال ترک کر دیا گیا ہے کیونکہ اب ایسی کام انٹی بائیوٹک ادویات بہت جلد اور محفوظ طریقے پر سرانجام دیتی ہیں۔

دوری جدول میں آرسینک کے بعد اسی کالم میں دو بھاری عناصر، انٹی منی عنصر نمبر 51 اور بسمتھ عنصر نمبر 83 بھی ہیں۔ چونکہ یہ عناصر زمانہ قدیم سے جانے پہچانے عناصر میں سے ہیں، اس لیے ان کے ناموں کی وجہ تسمیہ معلوم نہیں۔

انٹی منی چمکدار سفید رنگ کا ہوتا ہے اور اس کی کئی ایک بھربھری اشکال بھی ہیں۔ ایک بھربھری شکل سب سے انوکھی اور غیر قیام پذیر ہے۔ اسے دھماکہ خیز انٹی منی کہتے ہیں۔ اس کی خاصیت اس کے نام ہی سے عیاں ہے۔ اگر اسے کھرچا جائے تو یہ دھماکہ کر کے حرارت خارج کرتی ہے۔ یوں یہ ایک دوسری بھربھری شکل اختیار کر لیتی ہے۔ انٹی منی لیبارٹری میں تیار کی جاتی ہے اور قدرت میں دھماکہ خیز بھربھری شکل میں نہیں پائی جاتی۔

اگرچہ انٹی منی اپنے نزدیکی عنصر آرسینک جیسی بُری شہرت نہیں رکھتی مگر بعض صورتوں میں اس سے کم بھی نہیں۔ یہ سٹیبائن نامی ایک مرکب بناتی ہے جس کے ایک مالیکیول میں انٹی منی کا ایک اور ہائیڈروجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ بالکل آرسائن کی طرح ہوتا ہے۔ بس آرسینک ایٹم کی جگہ انٹی منی کا ایٹم لے لیتا ہے اور یہ آرسائن ہی کی طرح ایک خوفناک زہر ہے۔

قدیم مصری اپنی مٹی خرنی سلفائیڈ (جس کے ایک مالیکیول میں اپنی مٹی کے دو اور سلفر کے تین ایٹم ہوتے ہیں) کو بھوؤں کی پنسل کے طور پر استعمال کرتے تھے۔ یہ 5000 سال قبل کی بات ہے۔ آج کل اس کا استعمال اتنے روایتی انداز میں نہیں ہوتا۔ یہ مرہم کے سانے میں استعمال ہوتا ہے۔ یہ فاسفورس خرنی سلفائیڈ ہی کی طرح آگ پکڑتا ہے لیکن زیادہ آسانی سے نہیں۔ معمولی رگڑ کے نتیجہ میں یہ آگ نہیں پکڑتا۔ تاہم مرہم کی زیر پر تیلی رگڑنے والی جگہ پر لگی ہوئی سرخ فاسفورس کی پنکاری اسے آگ پکڑنے پر مجبور کر دیتی ہے۔

اپنی مٹی ان دھاتی عناصر (ایسے دیگر عناصر کا ذکر بعد میں کیا جائے گا) میں سے ہے جو جانب میل بنانے کے لیے اہم میں ہوتے جاتے ہیں۔ جانب میل نسبتاً کم نقطہ پگھلاؤ رکھنے والی ایک دھرت (یعنی دھاتوں کا ہمیزہ) ہوتی ہے۔ اگر اسے پگھلا کر کسی کھلے سانچے میں انڈیل دیا جائے اور ٹھنڈا ہو کر جمنے دیا جائے تو یہ بالکل سانچے کی شکل اپنا لیتی ہے۔ اگر اس سانچے کی شکل حروف تہجی کے کسی حرف کی طرح ہو تو جانب میل یہی شکل اختیار کر لے گی۔ یوں ہمیں یہ ٹھوس جانب کا ایک حرف مل جاتا ہے۔ اگر اس قسم کے کئی ایک سانچے قطار میں لگا دیئے جائیں اور پگھلی ہوئی جانب میل کو ان کے اوپر انڈیل کر ٹھنڈا کیا جائے تو ہمیں جانب کی ایک پوری سطر حاصل ہوتی ہے۔ اگر اس سطر پر سیاہی لگا کر اسے کاغذ پر دباؤ کے ساتھ رکھا جائے تو یہ سطر کاغذ پر چھپ جاتی ہے۔

شاید آپ یہ سوچیں کہ یہ کام کم نقطہ پگھلاؤ رکھنے والی کسی بھی دھات سے لیا جا سکتا ہے، لیکن ایسا ممکن نہیں ہے۔ زیادہ تر مائعات جمنے پر سکڑتے ہیں۔ ہر وہ مائع جو جمنے پر سکڑتا ہو، سانچے کے کناروں سے کھنچ جائے گا اور حتمی طور پر سطح کی شکل واضح نہیں بنے گی۔ اس کے برعکس زود اشتعال رکھنے والے بسمتھ ایک مائعات میں جانب میل کا شمار ہوتا ہے۔ یہ جمنے پر سکڑتی نہیں بلکہ پھیلتی ہے۔ غور کریں کہ مائع جانب میل جمنے پر چونکہ پھیلتی ہے تو سانچے کے ایک ایک کونے اور ایک ایک بھری تک پہنچ جاتی ہے۔ یوں ہمیں مکمل اشکال حاصل ہوتے ہیں جو واضح اور نمایاں ہوتے ہیں۔

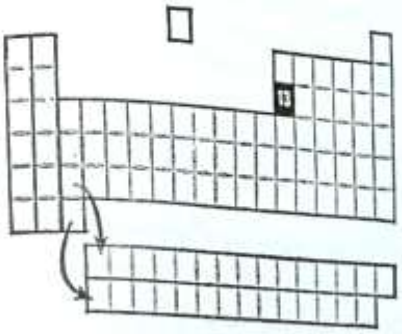
بسمتھ کو بھی دیگر عناصر کے ساتھ ملا کر کم نقطہ پگھلاؤ کی حامل اشیاء بنائی

جا سکتی ہیں۔ اس صورت میں ہمارے مدنظر صرف کم نقطہ پگھلاؤ ہی ہوتا ہے۔ بعض ہمیزے پانی کے نقطہ جوش سے بھی کم درجہ حرارت پر پگھلتے ہیں۔ ایسے ہمیزے گداختی بھرت کہلاتے ہیں (گداختی سے مراد آسانی سے پگھلنے والا ہے)۔ وڈز میٹل 71 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتی ہے اور ایک گداختی بھرت ہے۔

وڈز میٹل کو عملی طور پر مذاق کے لیے بھی استعمال کیا جا سکتا ہے۔ اس دھات سے بنائے گئے چمچ کو گرم چائے کے ساتھ مہمان کو پیش کیا جا سکتا ہے۔ جب مہمان چائے میں چمچ ہلا رہا ہو تو اسے باتوں میں مصروف رکھا جاتا ہے۔ اسے یہ دیکھنے نہیں دیا جاتا کہ چائے کی حرارت سے چمچ کا چائے میں ڈوبا ہوا سرا پگھل رہا ہے۔ یہاں تک وہ اپنے آپ کو چمچ کا رستہ ہوا میں گھماتے ہوئے پاتا ہے۔

گداختی بھرتیں اہم فوائد کی حامل بھی ہو سکتی ہیں۔ انہیں خود کار بھرّ کاؤ کے نظام میں استعمال کیا جا سکتا ہے۔ بہت سی صنعتوں اور تجارتی مراکز میں اس قسم کے بھرّ کاؤ کا بندوبست کیا جاتا ہے۔ یہ آلات کام کرنے کے لیے بالکل تیار ہوتے ہیں اور انہیں صرف ایک اشارے کی ضرورت ہوتی ہے۔ ان میں گداختی بھرت سے بنے ہوئے پلگ لگے ہوتے ہیں۔ جونہی ان کے قریب کسی بھی مقام پر آگ لگتی ہے تو حرارت سے یہ پلگ پگھل جاتے ہیں اور یوں بھرّ کاؤ کا نظام زور و شور سے کام شروع کر دیتا ہے اور آگ بجھا کر ہی رکتا ہے۔

بسمتھ کا ایک گھریلو استعمال بسمتھ سب گیلیٹ کی صورت میں کیا جاتا ہے۔ اس مرکب کا مالیکیول قدرے پیچیدہ ہوتا ہے۔ اسے زخموں پر لگانے کے لیے جراثیم کش سفوف میں ملایا جاتا ہے۔ بسمتھ کے دیگر اسی قسم کے مرکبات معدے کی بدہضمی دور کرنے کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں۔



ایلومینیم ـــــــ باورچی خانے کا عنصر

دوری جدول کے عناصر کو عام طور پر دو گروہوں میں تقسیم کیا جاسکتا ہے ۔ ایک گروہ دھاتوں کا ہے اور دوسرے گروہ میں غیر دھاتیں شامل ہیں ۔ زیادہ تر یعنی کل 80 عناصر دھات ہیں ، جبکہ باقی بائیس یعنی 22 عناصر غیر دھات ہیں ۔ لفظ دھات اس کتاب میں پہلے بھی استعمال ہو چکا ہے اس لئے یقین ہے کہ آپ پر اس کا مفہوم واضح ہو گیا ہو گا ۔

صاف اور مخملی ہوئی دھات کی ایک اہم خاصیت اس کی مخصوص چمک ہوتی ہے جسے دھاتی چمک کہا جاتا ہے ۔ غیر دھاتی اشیاء خواہ عناصر ہوں یا مرکبات یا تو شفاف ہوتے ہیں یا سفید یا پھر چمک دمک کے بغیر یکساں رنگ کے ہوتے ہیں ۔

دھاتیں بجلی اور حرارت کی موصل ہیں یعنی ان میں سے حرارت اور بجلی آسانی کے ساتھ گزر سکتی ہے ۔ برقی تار ہمیشہ دھات ہی سے بنائے جاتے ہیں ۔ موٹر گاڑیوں اور گھروں میں استعمال ہونے والے ریڈی ایٹرز بھی دھات سے بنائے جاتے ہیں ۔ غیر دھاتوں کا استعمال اس کے برعکس ہے ۔ یہ حرارت اور بجلی کے لئے حاجز ہوتی ہیں اور

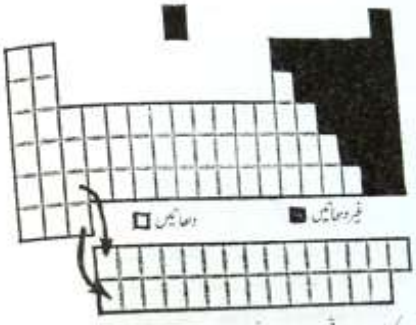
کوٹنے یا پیٹنے سے ان کے تار یا ورق نہیں بنائے جاسکتے ۔

دھاتیں ورق پذیر ہوتی ہیں ، یعنی کوٹنے یا پیٹنے سے ان کے باریک سے باریک ورق بنائے جاسکتے ہیں ۔ دھاتوں میں ملائمت اور تابکاری بھی پائی جاتی ہے ۔ اس خاصیت کے زیر اثر دھاتیں ٹوٹنے بغیر سلاخوں اور تاروں کی صورت میں کھینچی جاسکتی ہیں ۔ جبکہ سلفر یا کاربن جیسی غیر دھاتوں کو ورق کی صورت میں کوٹنے یا تاروں کی صورت میں کھینچنے کا تصور تک بھی نہیں کیا جاسکتا ۔ ان پر ایک ہی ضرب پڑنے سے تو یہ ریزہ ریزہ ہو جاتے ہیں ۔ اسی طرح دھاتیں لچکدار بھی ہوتی ہیں ، یعنی انہیں کسی بھی سمت میں موڑا جاسکتا ہے اور زیادہ سے زیادہ مروڑے بھی دیئے جاسکتے ہیں لیکن یہ ٹوٹتی نہیں ۔ اگر مائع گندھک کو کسی صورت میں پھیلا کر باریک پرت کی صورت میں بہنے دیا جائے اور پھر اس پرت کو موڑنے کی کوشش کی جائے تو یہ ٹکڑے ٹکڑے ہو کر بکھر جائے گی ۔

کیمیا دانوں نے دھاتی اور غیر دھاتی عناصر کے ناموں میں امتیاز رکھنے کی کوشش کی ہے ۔ دھاتی عناصر کے ناموں کے آخر میں um رکھا گیا ہے ، جبکہ زیادہ تر غیر دھاتی عناصر کے نام n یا ne پر ختم ہوتے ہیں ۔

ان اکیس عناصر کا بغور جائزہ لیں جن پر اب تک اس کتاب میں بحث ہو چکی ہے ۔ ان میں سے انیس غیر دھات ہیں اور ان کے نام یہ ہیں : ہائیڈروجن ، آکسیجن ، نائٹروجن ، ہیلیم ، نیون ، آرگان ، کرپٹان ، زی نان ، کاربن ، سیلیکان ، کلورین ، فلورین ، برومین ، آیوڈین ، سلفر ، سیلینیم ، ٹیلوریم ، فاسفورس اور ٹرسینک ۔

ان میں سے تیرہ عناصر کے آخر میں n یا ne آتا ہے ۔ باقی چھ عناصر میں سے فاسفورس ، سلفر اور ٹرسینک کے نام زمانہ قدیم میں رکھے گئے تھے اور اس وقت عناصر کے نام جدید طرز پر رکھنے کی بنیاد نہیں پڑی تھی ۔ ہیلیم کو یہ نام اس وقت دیا گیا تھا جب اس کے خواص معلوم نہیں تھے ۔ اس وقت زیادہ سے زیادہ اس کے طیفی خطوط کے بارے میں علم تھا اور گلبرٹ (جس نے اسے یہ نام دیا تھا) کا خیال تھا کہ یہ ایک دھات ہے ۔ اسے سیلینون کے نام سے پکارنا چاہیے مگر اب کچھ زیادہ ہی دیر ہو چکی ہے ۔ اس لئے پرانا نام ہی چلنے دیا گیا ہے ۔ جہاں تک سیلینیم اور ٹیلوریم کا سوال ہے تو یہ دھاتوں اور غیر دھاتوں ، دونوں



گروپوں کی سرحدیں واضح ہیں اور یہ دونوں بعض ایسی سرحدی اشکال رکھتے ہیں جن میں کچھ دھاتی خواص پائے جاتے ہیں۔

اب تک جن دھاتوں پر اس کتاب میں بحث کی گئی ہے وہ اپنی مٹی اور بسمتھ ہیں، یہ نام بھی زمانہ قدیم سے چلے آرہے ہیں۔ اس وقت جدید طرز پر عناصر کے نام رکھنے کی بنا نہیں پڑی تھی۔ تمام غیر دھاتی عناصر دوری جدول کے ایک حصے میں واقع ہیں جیسا کہ دی گئی شکل سے ظاہر ہے۔

زیر بحث آنے والے کیمیائی عناصر میں سے صرف تین غیر دھات ہیں (ان کا ذکر کتاب کے آخر میں ہی کیا جائے گا)۔ ان کے علاوہ باقی سارے دھاتی عناصر ہیں۔ اس باب میں ان میں سے سب سے زیادہ پائے جانے والے عنصر ریلو میسیم کا بیان ہے۔

قدرت میں سب سے زیادہ پائی جانے والی دھات عنصر نمبر 13 ہے۔ اس کا نام ریلو میسیم ہے۔ برطانیہ میں اس کے نام کے آخر میں ium کے بجائے ium آتا ہے۔ کیونکہ انگریز لوگ بہت روایت پسند ہیں اور وہ نام رکھنے کے جدید اصول اپنانے کے بجائے روایت کو ترجیح دیتے ہوئے اس کے نام کا خاتمہ um سے ہی کرتے ہیں۔ لیکن عام طور سائنس میں اسے ریلو میسیم لکھا جاتا ہے اور اس کے نام کا خاتمہ ium سے کیا جاتا ہے۔

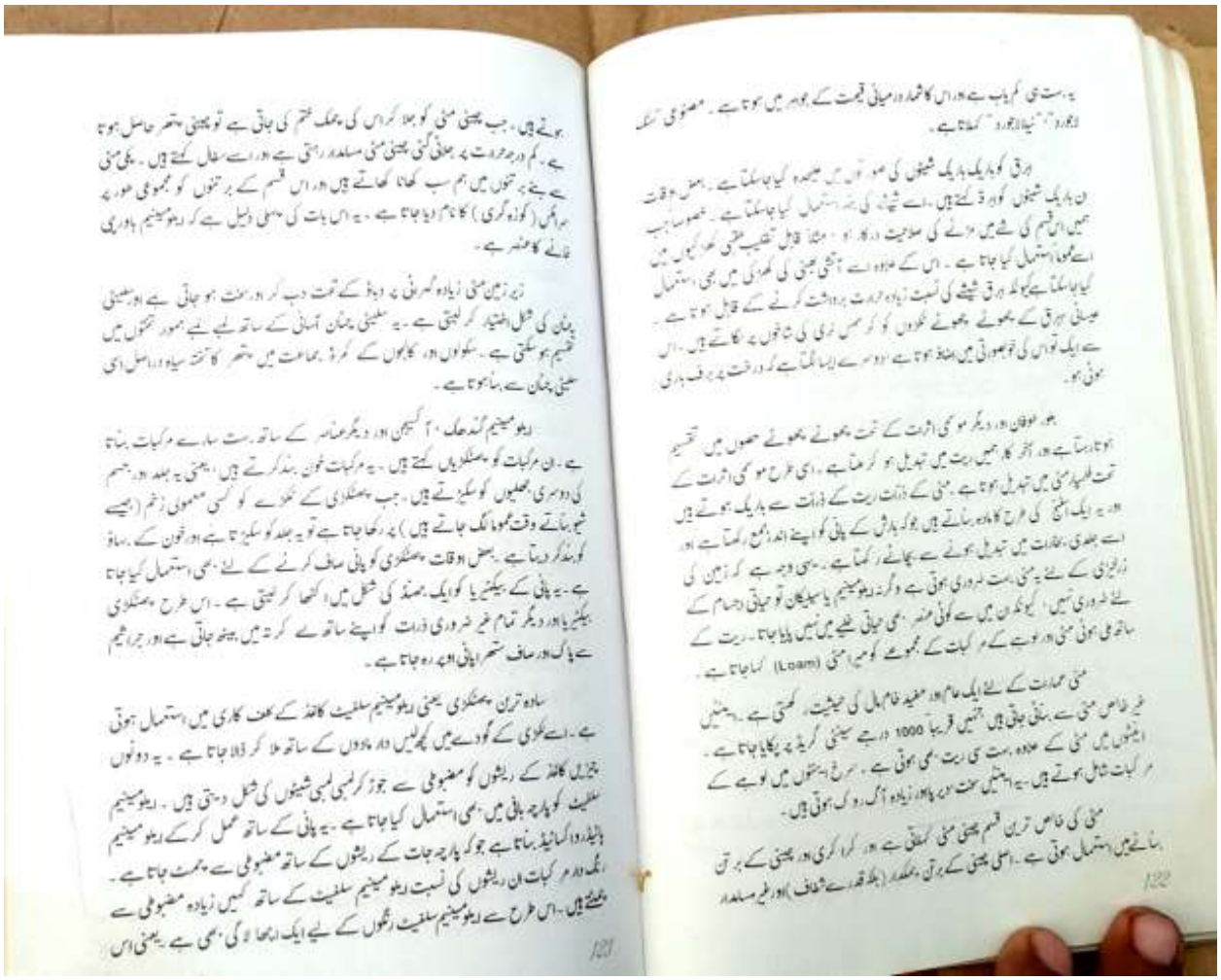
ریلو میسیم قشر ارض میں کثرت پائے جانے والے عناصر میں تیسرے نمبر پر ہے۔ صرف آکسیجن اور سیلیکان ہی مقدار میں اس سے زیادہ پائے جاتے ہیں اور یہ دونوں غیر دھات ہیں۔ قشر ارض میں ریلو میسیم کی مقدار سات فیصد سے زیادہ ہے۔ ریلو میسیم، مٹی میں زیادہ تر ریلو میسیم سیلیکیٹس کی مختلف قسموں کی صورت میں پایا جاتا ہے۔ یہ مرکبات ریلو میسیم، سیلیکان، آکسیجن اور ایک یا دو دیگر عام عناصر پر مشتمل ہوتے ہیں۔ کچھ ریلو میسیم سیلیکیٹس میں بہت سی دیگر دھاتوں میں سے کوئی ایک بھی ہو تو ان سے سرخ جواہرات پیدا ہوتے ہیں۔ ان جواہرات کو یاقوت کہا جاتا ہے۔

سطح زمین پر سب سے زیادہ پایا جانے والا بنیادی پتھر "سنگ خارا" کہلاتا ہے۔ زمین پر مٹی کے بڑے بڑے ٹکڑے دراصل سنگ خارا کی بڑی بڑی سلیں ہوتی ہیں جو ایک دوسری قسم کے بنیادی پتھر "سنگ سیاہ" میں دھنسی ہوئی ہوتی ہیں۔ سنگ سیاہ بھی سنگ خارا کے نیچے اور پانی میں سمندروں کے نیچے پایا جاتا ہے۔

سنگ سیاہ اور سنگ خارا دونوں آتشیں چٹانیں ہیں۔ یعنی یہ چٹانیں زمین کی سطح کے نیچے بہت زیادہ حرارت کے باعث بنتی ہیں۔ زیادہ گہرائی پر یہ چٹانیں اتنی گرم ہو جاتی ہیں کہ پگھلنے لگتی ہیں۔ زمین کی سطح کے نیچے یہ پگھلا ہوا مادہ میگما (Magma) کہلاتا ہے اور جب آتش فشاں پہاڑوں کے منہ سے یہ باہر نکلتا ہے تو لاوا کہلاتا ہے۔ وہ پگھلی ہوئی چٹانیں جو جلدی ٹھنڈی ہو کر ایک سخت اور شیشے کی طرح کا مادہ بناتی ہیں، آتش فشانی شیشہ (Obsidian) کہلاتی ہیں۔ بعض اوقات آتش فشاں پہاڑ سے نکلنے والے لاوے میں گیس کے بلبلے بھی ہوتے ہیں۔ یہ لاوا ٹھنڈا ہو کر بلبلے بھرے پتھر کی صورت میں ٹھوس حالت اختیار کر لیتا ہے۔ یہ پتھر پانی کی سطح پر تیرتے ہیں۔ اس قسم کے بلبلے بھرے پتھر کو "جھاؤں پتھر" کہتے ہیں۔

گرینائیٹ (سنگ خارا) تین قسم کی اشیاء سے مل کر بنا ہوتا ہے جو یہ ہیں: ابرک، فلسپار اور برق۔ بلور حقیقت میں سیلیکان ڈائی آکسائیڈ ہے۔ فلسپار اور برق ریلو میسیم سیلیکیٹس کی دو مختلف صورتیں ہیں۔

فلسپار کی ایک دل چسپ قسم ایک گہرا نیلا معدن ہے جسے "سنگ لاجورد" کہتے ہیں۔



یہ بہت ہی کمیاب ہے اور اس کا شمار دنیا کی قیمتی قیمت کے جواہر میں ہوتا ہے۔ مصنوعی طریقہ سے "نیا زیرو" کہلاتا ہے۔

برق کو باریک باریک شیشوں کی صورت میں علیحدہ کیا جا سکتا ہے۔ بعض اوقات ان باریک شیشوں کو ریشہ کہتے ہیں۔ اسے شیشہ کی پشم استعمال کیا جا سکتا ہے۔ خصوصاً جب ہمیں اس قسم کی شے میں ڈھالنے کی صلاحیت درکار ہو۔ مثلاً قابل تنقیب عمارتی کھڑکیوں میں اسے عموماً استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کے علاوہ اسے آتشی جنبی کی کھڑکی میں بھی استعمال کیا جا سکتا ہے کیونکہ برق شیشے کی نسبت زیادہ حرارت برداشت کرنے کے قابل ہوتا ہے۔ عیسائی برق کے بھونے بھونے ٹکڑوں کو کرسمس ٹری کی شاخوں پر لگاتے ہیں۔ اس سے ایک تو اس کی نمود ہوتی ہے اور دوسرے ایسا لگتا ہے کہ درخت پر برف باری ہوئی ہو۔

جو طوفان اور دیگر موسمی اثرات کے تحت بھونے بھونے حصوں میں تخریب ہوتا رہتا ہے اور آخر کار یہی ریت میں تبدیل ہو کر رہتا ہے۔ اسی طرح موسمی اثرات کے تحت فلسپار بھی ریت میں تبدیل ہوتا ہے۔ مٹی کے ذرات ریت کے ذرات سے باریک ہوتے ہیں اور یہ ایک آٹے کی طرح کا مادہ بناتے ہیں جو کہ بارش کے پانی کو اپنے اندر جذب رکھتا ہے اور اسے جلدی بخارات میں تبدیل ہونے سے بچائے رکھتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ زمین کی زرخیزی کے لئے یہ مٹی بہت ضروری ہوتی ہے وگرنہ ریومیسنیم یا سیلیکان تو حیاتی اجسام کے لئے ضروری نہیں، کیونکہ ان میں سے کوئی عنصر بھی حیاتی خلیے میں نہیں پایا جاتا۔ ریت کے ساتھ ہی ہوئی مٹی اور نامیے کے مرکبات کے مجموعے کو میرا مٹی (Loam) کہا جاتا ہے۔

مٹی عمارات کے لئے ایک عام اور مفید خام مال کی حیثیت رکھتی ہے۔ اینٹیں خیر خاص مٹی سے بنائی جاتی ہیں جنہیں قریباً 1000 درجے سینٹی گریڈ پر پکایا جاتا ہے۔ اینٹوں میں مٹی کے علاوہ بہت سی ریت بھی ہوتی ہے۔ خرچ دستوں میں لوہے کے مرکبات شامل ہوتے ہیں۔ یہ اینٹیں سخت اور پائدار زیادہ آگ روک ہوتی ہیں۔

مٹی کی خاص ترین قسم چینی مٹی کہلاتی ہے اور کراکری اور چینی کے برتن بنانے میں استعمال ہوتی ہے۔ اصلی چینی کے برتن مضبوط (بلکہ تھوڑے شفاف) اور خیر مسلمار

ہوتے ہیں۔ جب چینی مٹی کو جلا کر اس کی مہک ختم کی جاتی ہے تو چینی پتھر حاصل ہوتا ہے۔ کم درجہ حرارت پر جلائی گئی چینی مٹی مسلمار رہتی ہے اور اسے رسال کہتے ہیں۔ بکی مٹی سے بنے برتنوں میں ہم سب کھانا کھاتے ہیں اور اس قسم کے برتنوں کو مجموعی طور پر سرامکس (کوزہ گری) کا نام دیا جاتا ہے۔ یہ اس بات کی عمدہ دلیل ہے کہ ریومیسنیم ہماری زندگی کا عنصر ہے۔

زیر زمین مٹی زیادہ گہرائی پر دباؤ کے تحت دب کر اور سخت ہو جاتی ہے اور سفید چٹان کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔ یہ سفید چٹان آسانی کے ساتھ لمبے لمبے ہموار ٹکڑوں میں تقسیم ہو سکتی ہے۔ سکولوں اور کالجوں کے کمرۂ جماعت میں ہتھر کا تختہ سیاہ اسی سفید چٹان سے بنایا ہوتا ہے۔

ریومیسنیم کلورائیڈ، آکسیجن اور دیگر عناصر کے ساتھ مل کر بہت سارے مرکبات بناتا ہے۔ ان مرکبات کو ہمکڑیاں کہتے ہیں۔ یہ مرکبات خون بند کرتے ہیں، یعنی یہ جلد اور جسم کی دوسری جھلیوں کو سکیڑتے ہیں۔ جب ہمکڑی کے ٹکڑے کو کسی معمولی زخم (جیسے شیو بناتے وقت عموماً لگ جاتے ہیں) پر رکھا جاتا ہے تو یہ جلد کو سکیڑتا ہے اور خون کے بہاؤ کو بند کر دیتا ہے۔ بعض اوقات ہمکڑی کو پانی صاف کرنے کے لئے بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ پانی کے بیکٹیریا کو ایک جمنڈ کی شکل میں اکٹھا کر لیتی ہے۔ اس طرح ہمکڑی بیکٹیریا اور دیگر تمام غیر ضروری ذرات کو اپنے ساتھ لے کر تہ میں بیٹھ جاتی ہے اور جراثیم سے پاک اور صاف ستھرا پانی اوپر رہ جاتا ہے۔

سادہ ترین ہمکڑی یعنی ریومیسنیم سلفیٹ کاغذ کے کھف کاری میں استعمال ہوتی ہے۔ اسے لکڑی کے گودے میں کچھ لیس دار مادوں کے ساتھ ملا کر ڈالا جاتا ہے۔ یہ دونوں چیزیں کاغذ کے ریشوں کو مضبوطی سے جوڑ کر لمبی لمبی شیٹوں کی شکل دیتی ہیں۔ ریومیسنیم سلفیٹ کو پارچہ بافی میں بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ پانی کے ساتھ عمل کر کے ریومیسنیم ہائیڈروآکسائیڈ بناتا ہے جو کہ پارچہ جات کے ریشوں کے ساتھ مضبوطی سے چمٹ جاتا ہے۔ رنگ دار مرکبات ان ریشوں کی نسبت ریومیسنیم سلفیٹ کے ساتھ کہیں زیادہ مضبوطی سے چمٹتے ہیں۔ اس طرح سے ریومیسنیم سلفیٹ رنگوں کے لیے ایک اچھا لاگی بھی ہے۔ یعنی اس

کی موجودگی میں گیندوں کے ریشوں پر آسانی سے رنگ چڑھ سکتا ہے۔

شاید آپ کا خیال ہو کہ جب ریوو مینیم کے مرکبات اتنے عام ہیں تو ریوو مینیم دھات بھی بکثرت پائی جاتی ہو گی اور یہ سستی بھی ہو گی۔

مگر ایسے ہرگز ایسا نہیں تھا۔ کثرت سے پائے جانے والے ان سیلیکیٹس میں موجود ریوو مینیم کے ایٹم اور دیگر مرکبات کے ایٹم اتنی مضبوطی سے آپس میں جکڑے ہوئے ہوتے ہیں کہ انہیں مشکل سے ہی ایک دوسرے سے علیحدہ کیا جاسکتا ہے۔ ڈیمارک کے ایک کیمیا دان ہانز کرسچین اورسٹیڈ نے پہلی دفعہ 1825ء میں خالص ریوو مینیم حاصل کرلیا تھا۔ لیکن اس کے باوجود 1850ء تک اسے صنعتی طور پر استعمال کے لئے تیار نہیں کیا گیا تھا۔ بلکہ اس کے بعد بھی اس کے حصول میں کافی مشکل پیش آتی تھی اور اس پر ہمیشہ خاصی لاگت آجاتی تھی۔ اس دور میں ایک کلو گرام ریوو مینیم کے حصول پر 200 ڈالر خرچ ہوتے تھے، جس کی وجہ سے یہ بہت مہنگی ہوتی تھی۔ ان دنوں چاندی بھی خاصی مہنگی بلکہ تقریباً سونے جتنی مہنگی ہوتی تھی۔

فرانس کے نپولین جنی (جس نے 1850ء اور 1860ء کی دہائیوں میں حکومت کی) کھانا کھانے کے لئے ریوو مینیم کا ظرف (اگرچہ اس مقصد کے لئے سونا اور چاندی وافر مقدار میں موجود تھا) استعمال کرتا تھا۔ اسی طرح ایک دفعہ کسی مہمان کی طرف سے اس کے بچے کو ریوو مینیم سے بنا ہوا ایک مجسمہ قیمتی تحفے کے طور پر ملا۔ 1855ء کے عالمی میلے میں فرانس نے ریوو مینیم کے ایک بڑے بلاک کی نمائش کا اہتمام کیا تھا۔ بہرحال 1880ء کی دہائی میں ریوو مینیم کے حصول کے طریقوں میں بہتری کی گئی جس سے اس کی قیمت گر کر پانچ ڈالر فی پاؤنڈ رہ گئی۔ 1884ء میں جب یادگار واشنگٹن تعمیر ہوئی تو اس کی چوٹی پر نصب ریوو مینیم سے بنی ہوئی ایک نوکیلی ٹوپی کئی دہائیوں تک وہیں موجود رہی اور اس یادگار کی کئی بھی تصویر میں دیکھی جاسکتی ہے۔

تب 1886ء میں ایک ایسا واقعہ رونما ہوا جس نے ریوو مینیم کے حصول کو نہایت ہی آسان اور سستا بنا دیا۔ ایک نوجوان امریکی کیمیا دان چارلس مارٹن ہال (جس کی عمر 22 سال تھی اور حال ہی میں سکول سے فارغ ہوا تھا) نے ریوو مینیم آکسائیڈ سے ریوو مینیم کے حصول

کا ایک سستا طریقہ دریافت کیا۔ پھر اس کی اسی دریافت نے اسے خوب مالا مال کر دیا۔ ایک فرانسیسی کیمیا دان پی ایل ٹی ہیرالٹ نے بھی قریباً اسی دور میں یہی طریقہ دریافت کیا تھا۔ اتفاق سے ان دونوں کیمیا دانوں کا سن پیدائش اور سن وفات بھی ایک ہی یعنی پیدائش کا سال 1863ء اور وفات کا سال 1914ء ہے۔

خالص ریوو مینیم آکسائیڈ ایک سفید قلمی شے ہے جس کے مالیکیول میں ریوو مینیم کے دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ عام طور پر اسے ریوومینا کہا جاتا ہے۔ قدرتی طور پر پائے جانے والے ریوو مینیم آکسائیڈ کی خالص ترین شکل کرنڈ کہلاتی ہے۔ جبکہ قدرتی طور پر خاص شکل "سنگ سنباوہ" کہلاتی ہے۔ یہ دونوں بہت سخت اشیاء ہیں۔ اگرچہ میرے اور کاربورنڈم جتنی سخت نہیں، تاہم ریوو مینیم آکسائیڈ کی یہ دونوں شکلیں موثر طور پر دونوں اشیا سے کہیں زیادہ سستی بھی ہیں اور خراش (Abrasives) کے طور پر نہایت کارآمد بھی۔ مصنوعی کرنڈ کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں کو گھڑیوں کے بیرنگ اور دیگر آلات بنانے میں استعمال کیا جاسکتا ہے۔ کرنڈ کا نقطہ پگھلاؤ بہت اونچا ہے۔ دوسرے لفظوں میں یہ ایک متمرد (Refractory) مادہ ہے۔ اسی وجہ سے اسے آگ کی بھٹیوں میں اندرونی استر کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کی بنی ہوئی اینٹیں بھی استعمال کی جاسکتی ہیں بلکہ گھریلو بھٹیوں میں تو اس کی اینٹیں ہی استعمال ہوتی ہیں۔

کئی ایک جواہرات (بعض نہایت قیمتی) بنیادی طور پر کرنڈ ہی سے بنے ہوتے ہیں۔ ان میں معمولی سی آلودگیاں بھی پائی جاتی ہیں۔ انہی آلودگیوں کی وجہ سے ان جواہرات کا مخصوص رنگ بنتا ہے۔ ان جواہرات میں زرد رنگ کے پتھر کو پکھراج، نیلے کو نیلم جبکہ سرخ "لعل" کہلاتے ہیں۔ کرنڈ میں مناسب مقدار میں کچھ آلودگیاں شامل کر کے نیلم اور لعل مصنوعی طور پر بھی بنائے جاسکتے ہیں۔ اگرچہ یہ جواہرات مصنوعی کہلاتے ہیں مگر ان کی کیمیائی ساخت بالکل قدرتی جواہرات جیسی ہوتی ہے۔ فیروزہ کی کیمیائی ساخت کچھ زیادہ پیچیدہ ہوتی ہے۔ یہ دراصل ریوو مینیم فاسفیٹ کی ایک قسم ہے۔

ریوو مینیم آکسائیڈ کی سب سے مفید حالت ہائیڈریٹ کہلاتی ہے۔ یہ دنیا کے مختلف مقامات پر بکثرت پایا جاتا ہے۔ سب سے پہلے اس میں سے سیلیکان اور دوسرے

نایاب دیہ قسم کے ہتھ صاف کر کے اسے ریلومینا کے سفید سفوف کی صورت دی جاتی ہے۔ پھر اسے ایک پگھلے ہوئے معدن کرائیولائٹ میں حل کیا جاتا ہے۔ کرائیولائٹ کے مالیکیول میں ریلومینیم اور فلورین کے علاوہ دیگر ہتھ بھی ہوتے ہیں۔ پال اور ہرالٹ کے انکشافات کا مرکزی نقطہ بھی یہی تھا یعنی ایک ایسے معدن کی دریافت جس کو اگر بہت زیادہ گرم کیا جائے تو اس میں ریلومینا حل ہو جائے۔ اس طرح سے اگر دیکھا جائے تو کرائیولائٹ جیسی بے کار اور منجمد شے نے جدید تہذیب کی بنا ڈالنے میں ایک اہم اور بھرپور کردار ادا کیا ہے۔

پھر اس گرم محلول کو ایک برتن میں، جس کے اندر کاربن کا استر لگا ہوتا ہے، رکھا جاتا ہے۔ اس کے بعد اس محلول میں کاربن کی سلاخیں لگائی جاتی ہیں اور محلول میں سے استر اور سلاخوں کے درمیان برقی رو گزاری جاتی ہے۔ (کاربن اگرچہ دھات نہیں، مگر اس میں سے برق گزرتی ہے)۔ ریلومینیم آکسائیڈ کے مالیکیول برق سے ٹوٹ کر ہتھوں میں بٹ جاتے ہیں اور ریلومینیم کے ہتھ خاص پگھلی ہوئی دھات کی صورت میں تہ نشین ہو جاتے ہیں (آج بھی صنعتوں میں سب سے زیادہ بجلی ریلومینیم ہی کی تیاری میں خرچ ہوتی ہے)۔

خاص ریلومینیم کے حصول کے اس نئے طریق کی دریافت کے بعد جلد ہی ریلومینیم کی قیمت میں زبردست کمی آئی اور یہ تین سینٹ فی پونڈ سے بھی کم قیمت پر ملنے لگا۔ یوں ریلومینیم ایک سستی اور بکثرت دستیاب ہونے والی دھات بن گئی اور پھر رفتہ رفتہ اسے کئی طرح سے استعمال میں لانے کے طریقے بھی ایجاد ہو گئے۔

انسان ہتھیار اور تعمیرات میں دھات کا استعمال صرف 6000 سال سے کر رہا ہے۔ بلکہ دنیا کے زیادہ تر حصوں میں تو اس سے بھی کم عرصہ سے ان کا استعمال ہو رہا ہے۔ اس سے پہلے ان مقاصد کے لئے انسان ہتھر استعمال کرتا تھا۔

ہتھر کی نسبت دھات کا استعمال کئی طرح سے مفید ثابت ہوتا ہے۔ بعض دھاتیں ہتھروں سے کہیں زیادہ سخت اور مضبوط ہوتی ہیں۔ دھات سے بنا ہوا ایک ستون اپنی جسامت کے برابر ہتھر کے ستون کی نسبت زیادہ وزن کو سہارا دے سکتا ہے۔ دھات نسبتاً زیادہ مضبوط اور لچکدار ہوتی ہے۔ کسی چوٹ یا ضرب سے دھات یا تو سکڑ جاتی ہے یا

زیادہ سے زیادہ اس کی شکل میں بگاڑ پیدا ہو سکتا ہے، جبکہ اتنی ہی زوردار ضرب سے ہتھر ریزہ ریزہ ہو کر بکھر جاتا ہے۔

ہتھر کی نسبت دھات کے استعمال میں چند نقائص بھی ہیں۔ ایک بڑا اور اہم نقص تو دھاتوں کا وزنی ہونا ہے۔ کئی دھاتیں ہتھروں کی نسبت بہت زیادہ وزن دار ہوتی ہیں اور اسی وجہ سے ان کی نقل و حرکت میں خاصی دقت پیش آتی ہے۔ اگر اہرام مصر میں استعمال ہونے والے ہتھر کے بڑے بڑے بلاک لوہے کے بنے ہوتے تو شاید مصر کی ساری افرادی قوت بھی اس قابل نہ ہوتی کہ انہیں مطلوبہ مقام پر پہنچا سکے۔ حتیٰ کہ مشین کے ذریعے سے بھی یہ کام مشکل سے ہی سر انجام پاتا۔

ایسی شے کو، جو دھات کی طرح مضبوط بھی ہو اور ہتھر کی طرح قدرے ہلکی بھی، قدر کی نگاہ سے دیکھا جاتا ہے۔ ریلومینیم ایک ایسی ہی شے ہے جو کافی حد تک ان دونوں خصوصیات کی حامل ہے۔

ریلومینیم تقریباً گرینائیٹ اور سنگ مرمر جتنا بھاری ہوتا ہے اور لوہے کے مقابلے میں اس کا وزن ایک تہائی ہوتا ہے۔ لوہے کے ایک مکعب انچ ٹکڑے کا وزن تقریباً 130 گرام ہوتا ہے، جبکہ ایک مکعب انچ ریلومینیم (یا ہتھر) کا وزن صرف 45 گرام ہوتا ہے۔ ریلومینیم اگرچہ ہتھر سے کہیں زیادہ مضبوط ہے، مگر لوہے جتنا مضبوط نہیں ہوتا۔ لوہے کا شہتیر اپنے ہم جسامت ریلومینیم کے شہتیر سے کہیں زیادہ وزن کو سہارا دے سکتا ہے۔

ریلومینیم میں دیگر دھاتوں کی قلیل مقدار شامل کر کے، دوسرے لفظوں میں اس کا ہرت بنا کر اس کی مضبوطی کو بڑھایا جا سکتا ہے۔ ہرت عام طور پر ایسی خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں جو کہ اس میں شامل دھاتوں میں نہیں پائی جاتیں۔ سینکڑوں ایسے ہرت بھی ہیں جو منفرد خصوصیات کے حامل ہیں اور ان میں سے ہر ایک کا الگ الگ استعمال ہوتا ہے۔

چنانچہ پچانوے گرام ریلومینیم میں چار گرام تانبا، آدھا گرام میگنیشیم اور آدھا گرام مینگانیز شامل کرنے سے ایک ہرت حاصل ہوتا ہے جسے سخت ریلومینیم (Dural) کہتے ہیں۔ یہ ہرت خالص ریلومینیم سے کہیں زیادہ مضبوط ہوتا ہے۔

اگرچہ یہ اب بھی لوہے اور اس کے بھرتوں جتنی مضبوطی نہیں رکھتا۔ لیکن اس کی اتنی مضبوطی بھی بہرحال بہت سی ضرورتوں کو پورا کرتی ہے۔

بعض اوقات کسی شے کا ہلکا پن اتنا اہم ہوتا ہے کہ ہم اس کی کم مضبوطی کو بھی بخوشی قبول کر لیتے ہیں۔ مثلاً ہوائی جہازوں میں ہلکے پن کو دیکھتے زیادہ ضروری ہوتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ جہازوں کی تیاری میں زیادہ تر ریمو مینیم استعمال ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ جہاں کہیں بھی مضبوطی کی نسبت ہلکے پن کی زیادہ ضرورت ہو وہاں ریمو مینیم استعمال کیا جاتا ہے۔ مثلاً ریل گاڑیوں، ٹرکوں اور موٹر گاڑیوں کے بعض حصوں میں ہلکے اور نسبتاً کم مضبوط پرزے درکار ہوتے ہیں۔ چنانچہ ایسے تمام مقامات پر لوہے کے بجائے ریمو مینیم کا استعمال ہوتا ہے۔

ریمو مینیم کے اس ہلکے پن کا ایک اور بھی فائدہ ہے۔ ریمو مینیم ایک بہترین برقی موصل ہے۔ اگرچہ بعض دھاتیں اس سے بھی موصل ہیں۔ لیکن عموماً وہ اس سے بھاری بھی ہیں اور مہنگی بھی۔ مثلاً تانبے کے تار میں سے اپنے ہم جسامت ریمو مینیم کے تار کی نسبت کہیں زیادہ بجلی گزرتی ہے مگر تانبے کا یہ تار ریمو مینیم کے تار سے تین گنا بھاری ہوتا ہے۔ اگر تانبے کے تار جتنا موٹا ریمو مینیم کا تار استعمال کیا جائے تو اس میں سے بجلی بھی آسانی سے گزرے گی اور وولٹ بھی کم آئے گی۔ یہی وجہ ہے کہ گھریلو وائرنگ میں تو تانبے کے تار ہی استعمال کیے جاتے ہیں مگر بجلی کے ترسیلی تاروں میں، جو دور دراز کے علاقوں تک بجلی کی رو لے کر جاتے ہیں، ریمو مینیم کا تار استعمال کیا جاتا ہے۔

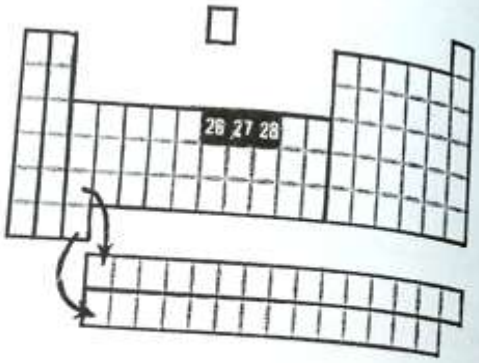
ریمو مینیم کا ایک دلکش استعمال اس کی روشنی کے انعکاس کی خاصیت کی وجہ سے کیا جاتا ہے۔ اس مقصد کے لئے اسے عکاست میں تبدیل کر کے دوربین کے شیشوں پر اس کی تہ چڑھائی جاتی ہے۔ یوں ریمو مینیم کی اس تہ کے چڑھنے کے بعد یہ شیشے آئینے کے طور پر کام کرنے لگتے ہیں۔

ریمو مینیم کو لوہے پر ایک اور فوقیت بھی حاصل ہے۔ وہ یہ کہ ریمو مینیم کو بظاہر زنگ نہیں لگتا یا یہ کہ اس کا زنگ لوہے کی طرح اس کو کمزور نہیں کرتا۔ اس کی توجیح بھی بہت ہی دلچسپ ہے۔ ویسے تو ریمو مینیم لوہے سے کہیں زیادہ تیز عامل ہے اور آکسیجن

کے ساتھ بڑی آسانی سے اور یک دم عمل کرتا ہے اور ریمو مینیم آکسائیڈ بناتا ہے۔ یہ ریمو مینیم آکسائیڈ دھاتی ریمو مینیم کے اوپر ایک تہ کی صورت میں جمع جاتا ہے۔ یہ تہ اتنی باریک ہوتی ہے کہ اس کے باوجود ریمو مینیم بالکل شفاف نظر آتا ہے۔ دھات کی سطح پر جمنے والا یہ ریمو مینیم آکسائیڈ بے عمل ہوتا ہے اور آکسیجن کے ساتھ مزید ملاپ کے قابل نہیں رہتا۔ اس طرح دھاتی ریمو مینیم، ریمو مینیم آکسائیڈ کی اس تہ ہی کے باعث مزید زنگ کاری سے محفوظ ہو جاتا ہے۔ چونکہ ریمو مینیم کی یہ ہلکی دبیز تہ کے باوجود برقرار رہتی ہے اور یہ ریمو مینیم ہوا یا موسم کے بد اثرات سے بھی متاثر ہوتا ہوا نہیں لگتا، ریمو مینیم آکسائیڈ کی اس تہ کو زیادہ پائیدار اور مستقل بنانے کے لئے اسے ایک ایسے محلول میں ڈبویا جاتا ہے جس میں سے برقی رو گزر رہی ہو۔ اس طرح سے عمل شدہ ریمو مینیم کو مشینی (Anodized) ریمو مینیم کہا جاتا ہے۔

یہی وجہ ہے کہ بیرونی دیواروں کی آرائش اور دروازے کھڑکیوں کے فریم وغیرہ میں ریمو مینیم کا استعمال روز بروز بڑھتا جا رہا ہے۔ اس کو پینٹ کرنے یا دیگر کسی احتیاطی تدبیر کی ضرورت نہیں ہوتی۔ اگر ریمو مینیم کا ایک ہی ٹکڑا استعمال کیا جائے تو لکڑی کی طرح اس میں نمیدگی وغیرہ پیدا نہیں ہوتی۔ بعض جگہوں پر ریمو مینیم کی اشیاء میں بھڑکاؤ پیدا ہو جاتا ہے یا اس کی تنصیبات اکھڑ جاتی ہیں۔ چنانچہ ایسے مقامات پر یہ لوہے کا نعم البدل ثابت نہیں ہوتا۔

بہت سی دھاتوں کا سفوف، خواہ دھات کا رنگ کیسا ہی ہو، سیاہ پڑ جاتا ہے۔ لیکن ریمو مینیم کا سفوف سیاہ نہیں پڑتا۔ یہ سفوف کی حالت میں بھی اتنا ہی سفید اور بھکدڑ ہوتا ہے جتنا کہ اس کی دھات کا ایک بڑا ٹکڑا۔ ریمو مینیم کے سفوف کو السی کے تیل میں شامل کر کے ریمو مینیم پینٹ تیار کیا جاتا ہے۔ یہ پینٹ ایسی سطحوں پر لگایا جا سکتا ہے، جن کے ذریعے حرارت یا روشنی کو منعکس کرنا مقصود ہو یا پھر جن سطحوں کو زنگ سے محفوظ کرنا مقصود ہو۔ وہاں بھی ریمو مینیم کا پینٹ کیا جا سکتا ہے۔ ریمو مینیم روشنی کا ایک اتنا اچھا عکس انداز ہے کہ جب اسے دوربین کے شیشے پر لگایا جاتا ہے تو یہ ممکن حد تک روشنی کو منعکس کرتا ہے۔



لوہا ـــــــــ مضبوط عنصر

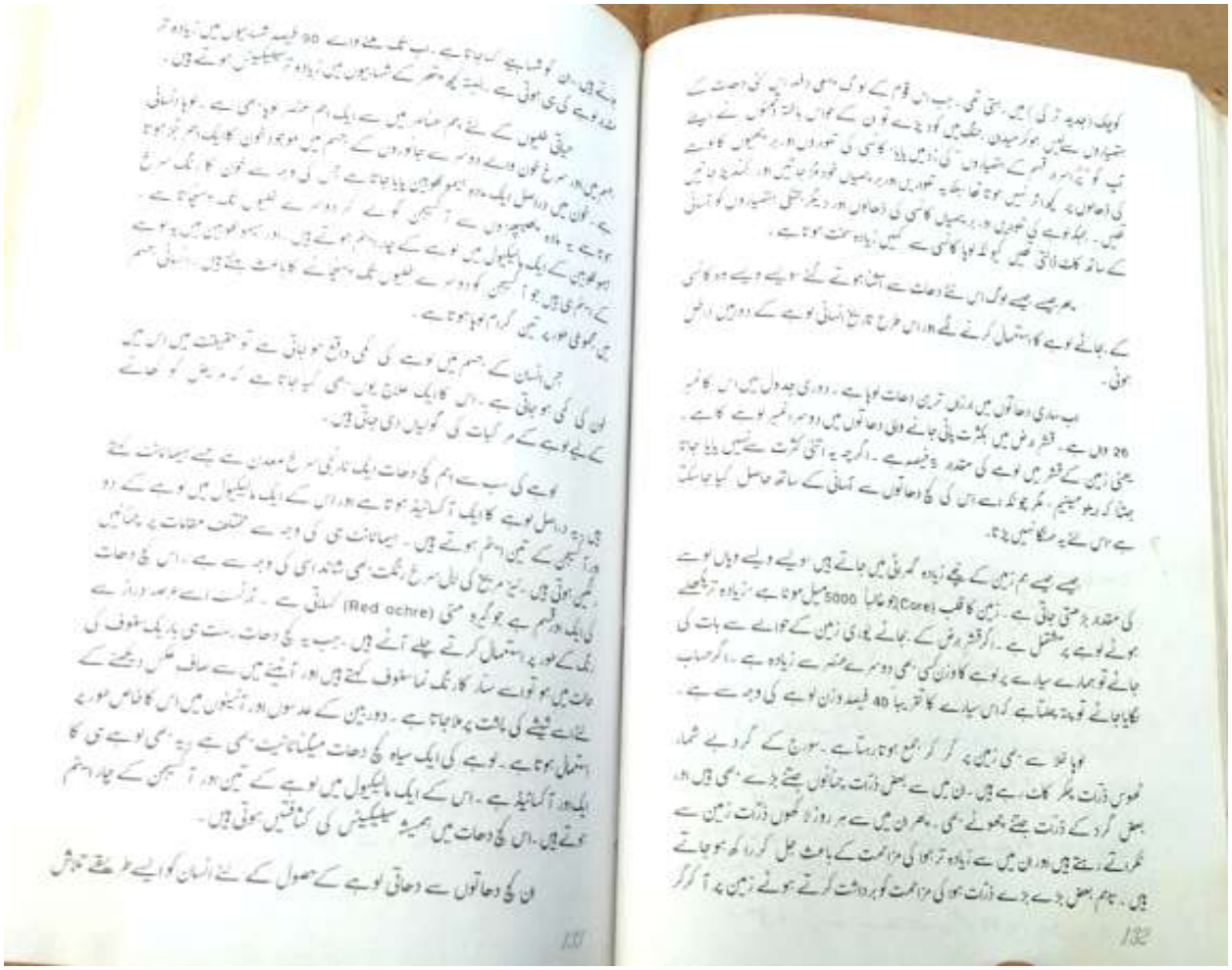
جب انسان نے مٹی سے دھات کے مرکبات (دھات کے یہ مرکبات کچ دھات کہلاتے ہیں) کو حاصل کرنے کا طریقہ سیکھا تو سب سے پہلی وہ سخت دھات جسے اوزار اور ہتھیار بنانے کے قابل سمجھا گیا، کانسی تھی۔ یہ کاپر اور ٹن کا مرکب ہے۔ تاریخ کا وہ دور جس میں کانسی کو اس مقصد کے لئے استعمال کیا گیا، کانسی کا دور کہلاتا ہے۔

اس دور کے لوگ اگرچہ لوہے سے واقف تھے، بلکہ لوہے سے تو 3500 قبل مسیح سے پہلے کا انسان بھی واقف تھا کیونکہ مصریوں کے مقبروں میں لوہے سے بنی ہوئی اشیاء موجود ہیں۔ لیکن ان ادوار میں لوہے کا کثرت سے استعمال نہیں کیا گیا تھا۔ دراصل اس وقت یہ قدرے قیمتی دھات کی حیثیت رکھتا تھا۔ حتیٰ کہ 1500 قبل مسیح تک کسی کو بھی لوہے کی کچ دھاتوں میں سے لوہے کو اتنی کافی مقدار میں حاصل کرنے کا طریقہ نہیں سوجھا تھا کہ اس کو آلات و ہتھیار بنانے میں استعمال کیا جاتا۔

وہ پہلی قوم جس نے سب سے پہلے اس قسم کا طریقہ دریافت کیا، ایشیائے

گھریلو برتن بنانے کے لئے ریوو میٹیم ایک اہم دھات ہے اور آج کل ریوو میٹیم سے بنے ہوئے بہت سے برتن استعمال ہوتے ہیں۔ ریوو میٹیم سے حرارت اتنی آسانی سے گزرتی ہے کہ اس کے برتنوں میں خوراک بہت جلدی پکتی ہے۔ ایک تو اس کے برتن گھستے نہیں اور دوسرے اس پر تیزاب یا دیگر ایسی ہی کیمیائی اشیاء کا جو کہ خوراک میں عموماً موجود ہوتی ہیں، کچھ اثر نہیں ہوتا۔ کیونکہ اس پر ریوو میٹیم آکسائیڈ کی حفاظتی تہ چڑھی رہتی ہے۔ یہ تہ خوراک کی بھی حفاظت کرتی ہے تاکہ ریوو میٹیم اس کے ساتھ شامل ہو کر اسے زہریلا نہ بنا دے۔ تاہم معمولی مقدار میں نہ تو ریوو میٹیم زہریلا ثابت ہوتا ہے اور نہ ہی لوہا۔ پھر ریوو میٹیم ہلکا بھی ہے جس کی وجہ سے باورچی خانے کے برتنوں کے لئے اس کا استعمال آسان ہے۔ اسی وجہ سے ریوو میٹیم کے استعمال پر شدید پابندی ہے۔ ہو جاتا ہے۔ تاہم ہومیوپیتھی طریقہ علاج میں ریوو میٹیم کے استعمال پر شدید پابندی ہے۔ ہو سکتا ہے کہ ریوو میٹیم کا برتن مانجنے پر اس کی ریوو میٹیم آکسائیڈ کی تہ اتر جاتی ہو اور پھر اس برتن میں کھانا پکانے پر کھانے میں ریوو میٹیم کے ذرات داخل ہو جاتے ہوں جو صحت کے لئے مضر اثرات رکھتے ہوں۔ یا پھر اس طریقہ علاج میں ادویات کی موثریت کو کسی طور پر ختم کرنے کا باعث بنتے ہوں۔ بہرحال ابھی تک اس سلسلے میں کوئی تحقیق سامنے نہیں آئی۔

ریوو میٹیم ایک اور طرح سے بھی ہمارے روزمرہ استعمال میں آتا ہے اور وہ شکل ریوو میٹیم کی ہلکی اور نرم مٹی کی شکل ہے۔ ریوو میٹیم کی یہ مٹی ہماری روزمرہ استعمال کی اشیاء کے گرد لپٹی ہوتی ہے۔ مثلاً بیوٹی کریم، سگریٹ کی ڈبی اور مکھن کی ٹکیا وغیرہ کے گرد یہ مٹی لپٹی ہوتی ہے۔ دودھ کے ہیلکنوں میں بھی اسی کی استر کاری کی گئی ہوتی ہے۔



کرنے پڑتے ہیں کہ جن کے ذریعے جیلے ان میں سے سیلیکیٹن جیسی کثافتوں کو دور کرکے خاص آئرن آکسائیڈ حاصل کیا جائے گا۔ پھر اس میں موجود لوہے کو آکسیجن سے علیحدہ کیا جائے گا۔ ان کوششوں کے نتیجہ میں، نہیں پتہ چلا کہ آگر کی دھات کو چونے کے پتھر اور کوک کے ساتھ ملا کر بلاسٹ فرنس میں ڈالا جائے اور اس میں گرم ہوا داخل کر کے کوک کو جلایا جائے تو لوہا کی صورت نکل سکتی ہے۔ چونکہ بلاسٹ فرنس میں داخل کی گئی ہوا میں آکسیجن کی اتنی مقدار نہیں ہوتی کہ یہ سارے کوک کو جلانے کے لئے کافی ہو، اس لئے جیسے ہی بلاسٹ فرنس میں موجود ہیمیٹائٹ دھاتی سرخ ہو جاتا ہے تو کوک کے بعض کاربن ہیمیٹائٹ آکسائیڈ میں موجود آکسیجن کے ایٹموں کے ساتھ مل کر کے لوہے کے ایٹموں کو آزاد کر دیتے ہیں۔ یہ دھاتی لوہا اس کے بعد پگھل کر فرنس کی تہ میں جمع ہو جاتا ہے۔ اس دوران چونے کا پتھر سیلیکیٹن کے ساتھ عمل کر کے میل (سلیگ) بنا لیتا ہے۔ یہ سلیگ بھی پگھل کر دھاتی لوہے کے اوپر بہنے لگتا ہے۔ پھر پگھلے ہوئے لوہے اور میل کو ایک نلی کے ذریعے فرنس سے باہر نکال لیا جاتا ہے اور اسی وقت اوپر سے فرنس میں مزید کچ دھات، کوئلہ اور چونے کا پتھر ڈال دیا جاتا ہے۔ اس طرح ایک دفعہ کام شروع ہونے کے بعد بلاسٹ فرنس رات دن مسلسل کام کرتی رہتی ہے جب تک کہ اس کے اندرونی استر کو نقصان نہ پہنچے۔ ایسے موقع پر اسے مجبوراً بند کرنا پڑتا ہے۔ فرنس کا یہ استر بہت زیادہ حفظ حوش کے حامل مرکب ریو مینیم آکسائیڈ یا میگنیشیم سیلیکیٹ کا ہوتا ہے۔

بلاسٹ فرنس سے حاصل ہونے والے لوہے کو ڈھلوان لوہا (Cast iron) کہتے ہیں۔ اس کا یہ نام اس لئے ہے کہ اسے سانچوں میں ڈھال کر منجمد کیا جاتا ہے اور پگھلی ہوئی دھات کو کسی سانچے میں ڈال کر منجمد کرنے کو اس کا ڈھالنا کہتے ہیں۔ اس لوہے میں بہت سی کثافتیں بھی پائی جاتی ہیں۔ جن میں سے سب سے اہم کثافت کاربن ہے جو لوہے میں کوک سے ملتی ہے۔ ڈھلوان لوہے میں کاربن کی مقدار 2 سے 4.5 فیصد تک ہوتی ہے۔ اس میں کچھ سیلیکان (قریباً 2.5 فیصد)، کچھ فاسفورس، تھوڑا سا سلفر اور چند دیگر اشیاء بھی پائی جاتی ہیں۔ ڈھلوان لوہا سخت اور مضبوط ہوتا ہے اور یہ لوہے کی تمام اقسام میں سب سے سستا بھی ہے۔ جہاں ساکن دباؤ جیسے وزن کو برداشت کرنا مقصود ہو، وہاں ہمیشہ اسی کو استعمال کیا جاتا ہے۔ لیکن یہ لوہا جھٹکے ضرب یا جھٹکے کو برداشت نہیں کر سکتا۔ کیونکہ

ساخت کے لحاظ سے یہ لوہا بھربھرا ہوتا ہے اور ایک ہی کاری ضرب سے ریزہ ریزہ ہو جاتا ہے۔

اگر ڈھلوان لوہے کو لوہے کی مزید کچ دھات اور چونے کے پتھر کے ساتھ ملا کر خاص حرارت پر پگھلایا جائے تو قدرے خاص لوہا حاصل ہو جاتا ہے۔ اسے پٹواں لوہا یا کمایا ہوا لوہا (wrought iron) کہا جاتا ہے۔ یہ ڈھلوان لوہے سے نرم لیکن لچکدار ہوتا ہے اس لئے کسی جھٹکے ضرب یا جھٹکے کو بخوبی برداشت کر لیتا ہے۔ (ڈھلوان لوہے کا حصول کوک کی بدولت کے بعد ہی ممکن ہوا۔ کیونکہ کوک کوئلہ اور ایندھن استعمال کر کے ہی اتنا زیادہ درجہ حرارت حاصل کیا جا سکتا ہے جو لوہے کو پگھلانے اور کاربن کے ساتھ اس کے ملاپ کے لئے درکار ہوتا ہے۔ ماضی میں جب لکڑی کی آگ ہوتی تھی، کم درجہ حرارت پر صرف پٹواں لوہا ہی حاصل کیا جاتا تھا۔

ڈھلوان لوہے اور پٹواں لوہے کے درمیان میں ہی ایک لوہا ہوتا ہے۔ یہ سب سے زیادہ مفید، سخت ترین اور بہت ہی طاقتور لوہا ہوتا ہے۔ اس میں کاربن تو ہوتی ہے مگر اس کی مقدار ڈھلوان لوہے میں موجود کاربن کی مقدار سے کم ہوتی ہے۔ ایسا لوہا جس میں کاربن کی مقدار 0.15 سے 1.5 فیصد تک ہو، فولاد (Steel) کہلاتا ہے۔

فولاد سازی کے کئی طریقے ہیں۔ ایک طریقہ یہ ہے کہ ایک خاص قسم کی بھٹی میں ڈھلوان لوہے کو گرم کیا جاتا ہے۔ اس بھٹی کو بیسیمر فولاد ساز (Bassemer converter) کہتے ہیں۔ اس کے موجد کا نام بیسیمر تھا۔ اس بھٹی میں لوہے میں موجود اکثر کثافتیں جل جاتی ہیں۔ تاہم سلفر اور فاسفورس کی کثافتیں دور کرنے کے لئے خصوصی تگ و دو کرنی پڑتی ہے۔ تمام قسم کی کثافتیں دور ہو چکنے کے بعد اس میں دوبارہ بعض ہمیشیں مثلاً کاربن اور اکثر دوسرے عناصر ملائے جاتے ہیں۔

فولاد اس لحاظ سے لوہے کی دوسری قسموں پر فوقیت رکھتا ہے کہ ہم اس کو مضبوط سے مضبوط تر، سخت سے سخت تر اور لچکدار سے لچکدار تر بنا سکتے ہیں۔ اس مقصد کے لئے اسے تبدیری (Tempering) دی جاتی ہے۔ یعنی اسے اتنا گرم کیا جاتا ہے کہ یہ لال سرخ ہو جاتا ہے۔ تب اسے ٹھنڈے پانی میں ڈال دیا جاتا ہے۔ فولاد کے کسی ٹکڑے کے

خصوص خواص کا انحصار اس بات پر ہوتا ہے کہ اسے کسی طریقے پر تیار کی گئی ہے۔ نیز اس میں کاربن کی کتنی مقدار ہے۔ اگر فولاد میں کاربن کی مقدار 0.2 فیصد سے کم ہو تو یہ کاربن فولاد (Mild steel) کہلاتا ہے۔ یہ ہتھوڑے لوہے سے کافی حد تک ملتا جلتا ہے۔ یہ نرم فولاد سستا ہوتا ہے اس لئے ہتھوڑے لوہے کی جگہ اسے استعمال میں لایا جاتا ہے۔ عمارتی فولاد (Structural Steel) میں 0.2 سے 0.6 فیصد تک کاربن ہوتا ہے۔ یہ نرم فولاد سے کہیں زیادہ مضبوط ہوتا ہے۔ اسی وجہ سے فلک بوس عمارتوں کے ڈھانچوں اور دریاؤں کے پلوں میں اسے استعمال کیا جاتا ہے۔ اوزاری فولاد (Tool Steel) میں کاربن کی مقدار 1 سے 1.5 فیصد تک ہوتی ہے اور یہ عمارتی فولاد سے بھی زیادہ مضبوط ہوتا ہے۔

فولاد کے خواص کا انحصار اس بات پر بھی ہوتا ہے کہ اس میں دیگر کون کون سے عناصر کتنی کتنی مقدار میں ڈالے گئے ہیں۔ پھر فولاد میں عناصر کی آمیزش کے بھی سینکڑوں طریقے ہیں۔ یہ سب مل جل کر بنتے ہیں اور مرکبوں کی دو اصل دو ہی قسمیں ہیں۔ آہنی مرکب (Ferrous alloys) اس میں لوہا ہوتا ہے اور غیر آہنی مرکب (Non ferrous alloys) جس میں لوہا نہیں ہوتا۔ (یورپی زبان میں لوہے کو فیرم کہتے ہیں۔ اس لئے آہنی کے لیے انگریزی زبان میں فیرس کا لفظ استعمال کیا جاتا ہے)۔

فولاد کی سالانہ پیداوار کا زیادہ تر حصہ موٹر گاڑیوں کی صنعت میں کام آتا ہے جبکہ پھر فولاد ریل کی پٹڑیاں، عمارتیں اور مشینری بنانے میں بھی استعمال ہوتا ہے۔

آج کل فولاد کا استعمال اتنا بڑھ گیا ہے کہ بعض لوگوں کے مطابق ہم آہنی دور سے گزر کر فولادی دور میں داخل ہو چکے ہیں۔

فولاد نے انسانی تاریخ میں جو انقلاب برپا کر رکھا ہے اس کی تہ تک پہنچنے کے لئے عمارات کی مثال ہی غور کریں۔ لکڑی، اینٹوں، جیتی کے پتھروں سے تعمیر کردہ عمارات کو بلند منزلوں تک ہی اونچا کیا جا سکتا ہے۔ کیونکہ اگر ان عمارتوں کو زیادہ اونچا بنایا جائے تو ان کی بنیادوں زیادہ وزن کے باعث بیٹھ جائیں گی اور عمارت دھڑام سے گر جائے گی۔ اس لئے آج کل بلند و بالا عمارتوں کی تعمیر کے لئے سب سے پہلے فولادی ستونوں اور ستونوں سے عمارت کا ڈھانچہ کھڑا کیا جاتا ہے اور فولاد کے یہ جوڑے ہوئے ٹکڑے ہی عمارت کے

وزن کو اٹھائے رکھتے ہیں۔ فولاد کا یہ ڈھانچہ اتنا مضبوط ہوتا ہے کہ آج سینکڑوں منزلوں پر مشتمل فلک بوس عمارتیں بھی تعمیر کی جا سکتی ہیں۔ البتہ فولادی ڈھانچے کے درمیان دیواریں یا بھاری استعمال کیے جاتے ہیں لیکن عمارت کا اصل وزن ان پر نہیں پڑتا۔

فولاد صرف مضبوط ہی نہیں ہوتا بلکہ لچکدار بھی ہوتا ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ فولاد دباؤ پڑنے پر جھکتا ہے اور دباؤ ہٹنے کے بعد سپرنگ کی طرح اپنی حالت میں واپس آتا ہے۔ یوں یہ فلک بوس عمارتیں تو یوں کی زبردست بھاری اور زلزلوں کے جھٹکوں کو بہت اچھی طرح برداشت کر لیتی ہیں۔ جبکہ سنگی، بھاری اور پتھر سے فولاد کے بغیر تعمیر کردہ عمارات کو تباہ و برباد کر دیتے ہیں۔ فولاد ہی کی بدولت معلق پل تعمیر کرنا ممکن ہو سکا ہے اور اسی طرح انجینئرنگ کے میدان میں دیگر بڑی بڑی فتوحات بھی اسی کے طفیل حاصل ہوئی ہیں۔

نہایت ہی قابل افسوس بات یہ ہے کہ لوہے جیسی ہر لحاظ سے بہترین اور مضبوط ترین دھات میں بھی بعض ایسی خامیاں پائی جاتی ہیں، جو اس کی مضبوطی کے لیے بہت ہی خطرناک ثابت ہوتی ہیں۔ ان میں ایک اہم خامی یہ ہے کہ لوہا آکسیجن کے ساتھ جلد ہی ملاپ کرتا ہے۔ یہ ملاپ تیز بھی ہو سکتا ہے اور سست بھی۔

اگر لوہے کو نہایت چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں (جسے عام طور پر لوہ چون کہا جاتا ہے) میں کاٹ کر انہیں بہت زیادہ گرم کیا جائے تو یہ آکسیجن کے ساتھ بڑی تیزی سے ملاپ کر کے اتنی زیادہ حرارت پیدا کرتے ہیں کہ دیکھتے ہی دیکھتے اس سے لوہے کی سفید گرم ترین چنگاریاں اڑتی نظر آتی ہیں۔ آتش بازی میں پھلجھڑی ایک ایسی ہی چیز ہے۔ اس میں ایک تار کے اوپر لوہے کا سفوف لگا ہوا ہوتا ہے۔ اس کو چنگاریوں میں تبدیل کرنے کے لیے ماچس کا ایک شعلہ ہی کافی ہوتا ہے اور ایک دفعہ جب یہ عمل شروع ہوتا ہے تو لوہے کا یہ سفوف آکسیجن کے ساتھ ملاپ کر کے چنگاریاں دیتا رہتا ہے۔

تاہم اس کی جو خامی خطرناک ثابت ہوتی ہے، وہ ہے آکسیجن کے ساتھ (نمی کی موجودگی میں) اس کا سست ملاپ۔ یہ سست عمل "زنگ لگنا" کہلاتا ہے۔ اس عمل کے تحت لوہا آکسیجن اور پانی کے ساتھ عمل کر کے آبی آئرن آکسائیڈ بناتا ہے۔ اس کے مالیکیول میں

لوہے، آکسیجن اور پانی کے وجود کے باعث ہوتے ہیں۔ اسے لوہے کا زنگ کہتے ہیں اور عام طور پر برسات کے موسم میں لوہے کی چیزوں پر بھورے سفوف کی شکل میں دیکھا جاسکتا ہے۔

لوہے کی بدقسمتی یہ ہے کہ اسے جب زنگ لگتا ہے تو یہ ریزہ ریزہ ہو کر گرتا رہتا ہے۔ یوں اس کی نئی ہونے والی سطح پر بھی زنگ لگنا شروع ہو جاتا ہے اور یہ عمل مسلسل جاری رہتا ہے حتیٰ کہ سارا لوہا زنگ بن کر ختم ہو جاتا ہے۔ یعنی ریوومینیم آکسائیڈ کے برعکس لوہے کا آکسائیڈ (زنگ) اس دھات کی مزاحمت نہیں کرتا۔ بلکہ ریزہ ریزہ ہونے کی وجہ سے دھات کی سطح ہمیشہ مزید زنگاری کی زد میں رہتی ہے۔ جس کے نتیجے میں آہستہ آہستہ سارے کا سارا لوہا زنگ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

یہی وجہ ہے کہ لوہے اور فولاد کی کئی قسموں پر استعمال سے پہلے پالش کی جاتی ہے۔ پالش کی یہ تہہ اس دھات کو آکسیجن اور پانی کے ساتھ مل سے روکتی ہے۔

لوہے کو زنگاری سے محفوظ کرنے اور زنگ شدہ لوہے کو بنا کر اس کی جگہ اور لوہا لگانے پر اربوں روپیہ اٹھ جاتا ہے۔ دلچسپ بات یہ ہے کہ زنگ یعنی آئرن آکسائیڈ بالکل بے کار بھی نہیں۔ یہی آئرن آکسائیڈ ریوومینیم کے اوراق کے ساتھ مل کر تھرمائیٹ بناتا ہے۔ یہ عمل اس وقت شروع ہوتا ہے جب اس ہمیزہ کو گرم کیا جاتا ہے۔ اس عمل سے ہمیں بے تحاشہ حرارت حاصل ہوتی ہے اور درجہ حرارت 3000 ڈگری سینٹی گریڈ تک پہنچ جاتا ہے۔ اس لئے تھرمائیٹ سے دھاتوں (سٹیل کی پٹڑیوں) کو تاریخ کے بغیر بھی ویلڈ کیا جاسکتا ہے۔ جب تھرمائیٹ تعامل کرتا ہے تو ریوومینیم، آئرن آکسائیڈ سے آکسیجن حاصل کر لیتا ہے۔ جبکہ لوہا غیر معمولی طور پر خالص دھاتی حالت میں رہ جاتا ہے۔

لوہے کی ایک اور منفرد خصوصیت اس کا مقناطیسی اثر ہے جس کے تحت مقناطیس اس کو اپنی طرف کھینچتا ہے۔ نیز یہ خود بھی مقناطیس بننے کی صلاحیت رکھتا ہے۔ مقناطیسیت ایک قسم کی توانائی ہے جو کہ ہمیشہ بجلی کے ساتھ ساتھ واقع ہوتی ہے۔ بجلی بھی دراصل توانائی ہی کی ایک اور قسم ہے۔ کوئی بھی تار، جس میں سے بجلی گزرتی ہے ایک مقناطیس کی طرز عمل ظاہر کرتا ہے۔ یعنی ایسا تار لوہے کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں کو اپنی طرف کھینچے گا۔ یہ مسئلہ ہی تک حل طلب ہے کہ دیگر عناصر کی

نسبت لوہا اتنا زیادہ مقناطیسی اثر کیوں رکھتا ہے۔

اگر ایسے تار کو جس میں سے بجلی گزر سکتی ہو، لچھے کی صورت میں لپیٹ دیا جائے تو ہر ایک چکر کی مقناطیسیت، نزدیکی چکر کی مقناطیسیت کے باعث بڑھتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ لچھے کی صورت میں تار کی مقناطیسیت سیدھے تار کی نسبت زیادہ ہوتی ہے۔ اگر یہی تار لوہے کی کسی سطح کے گرد لپیٹ دیا جائے تو یہ سطح ایک طاقتور مقناطیس بن جاتی ہے۔ ایسے مقناطیس کو برقی مقناطیس (Electromagnet) کہا جاتا ہے۔

لوہے کی اس سطح کے سروں میں بہت زیادہ مقناطیسیت ہوتی ہے جس کی وجہ سے یہ فولاد یا لوہے کے ٹکڑے کو یک دم اپنی طرف کھینچتی ہے۔ اس قسم کے ایک بڑے برقی مقناطیس کے ذریعہ ٹنوں لوہا یا فولاد اٹھایا جاسکتا ہے۔ کسی سمندری جہاز میں فولاد یا لوہے کے سکریپ کو لادنے کے لئے کرین کے ساتھ لگے ہوئے ایک برقی مقناطیس کو استعمال کیا جاتا ہے۔ اس مقصد کے لئے برقی مقناطیس کو سکریپ کے قریب لا کر اس میں سے برقی رو گزاری جاتی ہے اور اس طرح سے ٹنوں سکریپ اوپر اٹھالیا جاتا ہے۔ پھر اسے سمندری جہاز کے اوپر لے جا کر برقی رو بند کر دی جاتی ہے، جس کے نتیجے میں مقناطیسی اثر ختم ہو جاتا ہے اور سکریپ سمندری جہاز میں گر جاتا ہے۔

اگرچہ زیادہ تر اشیا مقناطیس سے کسی نہ کسی طرح متاثر ضرور ہوتی ہیں مگر اکثر یہ اثر بہت ہی معمولی ہوا کرتا ہے۔ اس اثر کے تحت یوں لگتا ہے کہ جیسے اس شے کے ایٹم بھی چھوٹے چھوٹے مقناطیس بن چکے ہوں۔ عام حالت میں یہ ایٹمی مقناطیس چاروں سمتوں میں بکھرے پڑے ہوتے ہیں اور اسی وجہ سے یہ ایک دوسرے کی توانائیوں کو زائل کرتے رہتے ہیں۔ تاہم برقی رو کی موجودگی سے پیدا ہونے والی مقناطیسیت کے تحت یہ ایٹم (خصوصاً لوہے کے ایٹم) ایک ہی سمت میں باقاعدہ قطار بنا لیتے ہیں۔ یوں سارے چھوٹے چھوٹے مقناطیس مل کر ایک بڑا مقناطیس بنا لیتے ہیں۔ پھر جیسے ہی برقی رو بند کی جاتی ہے تو یہ ایٹمی مقناطیس ایک بار پھر مختلف سمتوں میں بکھر جاتے ہیں۔ اس طرح سے لوہے کو عارضی طور پر مقناطیس بنایا جاسکتا ہے۔

فولاد کی زیادہ تر اقسام کا طرز عمل عموماً مختلف ہوا کرتا ہے۔ فولاد میں موجود ایٹم،

لوہے میں موجود ذرّوں کی نسبت آسانی سے حرکت نہیں کر سکتے۔ اس لئے فولاد کے ذرّوں کو برقی رو کے ذریعے جب ایک دفعہ صحیح طور پر قطار میں لایا جاتا ہے تو یہ ذرّے برقی رو ہٹنے پر بھی اسی حالت میں برقرار رہتے ہیں۔ یوں فولاد کو مستقل طور پر مقناطیس بنایا جاسکتا ہے۔ نقل نما مقناطیس۔ بھی فولادی سے بنے ہوتے ہیں۔ کئی عناصر کمزور مقناطیس ہوتے ہیں۔ ایسے عناصر کو پرا مقناطیسی عناصر (Paramagnetic elements) کہا جاتا ہے۔ لوہے (اور چند ایک اور دھاتوں) کا طاقتور مقناطیس بننا کافی حد تک ایک دلچسپ خاصیت ہے۔ اسی وجہ سے لوہے کو لوہ مقناطیسی (Ferromagnetic) کہا جاتا ہے۔

قدرتی طور پر پائے جانے والے سیاہ رنگ مقناطیس کو میگنائٹ یا سنگ مقناطیس (Loadstone) کہا جاتا ہے۔ یہ لوہے ہی کی ایک کچ دھات ہے اور لوہے کی اشیا کو اپنی طرف کھینچنے کی صلاحیت رکھتی ہے۔ سب سے پہلے اس بات کا مشاہدہ یونان کے ایک قدیم ضلع میگنیشیا میں کیا گیا تھا۔ اسی مناسبت سے انگریزی میں اس کچ دھات کو میگنائٹ (مقناطیس) اور اس کی اس خاصیت کو میگنائزم (مقناطیسیت) کہا گیا۔ یونان کے قدیم لوگوں کے ذہنوں پر اس معدن نے گہرا اثر ڈالا تھا اور اسی لئے انہوں نے اس کے متعلق بہت سے من گھڑت قصّے اور مبالغہ آمیز کہانیاں بنا رکھی تھیں۔ ایک کتاب 'Arabian Nights' میں بھی اسی طرح کی ایک کہانی ہمیں ملتی ہے جس میں سنگِ مقناطیس کے ایک پہاڑ کو اتفاقاً تصوّر بتایا گیا ہے کہ سمندری جہاز بھی اس کے قریب سے نہیں گزر سکتے تھے۔ بلکہ سمندر میں اس سے دور ہی ٹھہر جاتے تھے۔ اگر کسی طرح سے یہ اس کے قریب آ بھی جاتے تو مقناطیسی چٹان اس کی میخیں نکال کر اپنی طرف کھینچ لیتی اور جہاز کو لکڑی کے بے ترتیب تختوں کی صورت میں چھوڑ دیتی تھی۔

ہماری زمین بھی ایک بہت بڑے مقناطیس کی طرح ہے اور قطب نما وہ آلہ ہے جو زمین کی اس خاصیت کو جانچتا ہے۔ قطب نما میں مقناطیسیت رکھنے والی ایک فولادی سوئی ہوتی ہے جو آزادانہ گھوم سکتی ہے۔ اس کے سرے زمین کے مقناطیسی قطبوں کی سمت میں واقع ہوتے ہیں۔ یوں یہ سرے ہمیشہ ایک ہی سمت میں آ کر رکتے ہیں۔ یہ سمت زمین کی سطح پر واقع بہت سے علاقوں میں شمال اور جنوب ہوتی ہے۔

لوہے سے ملتے جلتے دو عناصر نے ابتدا میں جرمن کان کنوں کو خوب پریشان کر رکھا تھا۔ جب کان کنوں کو ان عناصر کی کچ دھاتوں کے ٹکڑے ملے تو ان کی خاصیت کو سمجھنے میں انہیں کافی مشکل پیش آئی۔ کیونکہ کچ دھات کے یہ ٹکڑے درست نتائج نہیں دے رہے تھے۔ جب معمول کے مطابق ان ٹکڑوں پر تجربات کئے گئے تو ان سے لوہے، چاندی اور تانبے جیسی معروف دھاتیں حاصل نہیں کی جاسکیں۔

بعض کان کنوں نے اس رائے کا اظہار کیا کہ زیرِ زمین رہنے والے بونوں نے اس کچ دھات پر جادو کر دیا ہے۔ جرمنی زبان میں زمین کے اندر رہنے والے، صوت پریت کو "کوبولڈ" کہا جاتا ہے۔ ہمیں سے نئے دریافت ہونے والے عنصر نمبر 27 کا نام "کوبالٹ" رکھا گیا۔ دوسری کچ دھات کو کان کنوں نے "Kupfer - nickel" کا نام دیا۔ اس کے معنی ہیں "شیطانی تانبا"۔ اس کے نام کے ساتھ تانبا کا لفظ اس لئے لگایا گیا کہ یہ کچ دھات تانبے کی طرح مخصوص سرخ رنگ کی تھی۔ اس کے بعد اختصار کی خاطر اسے نکل کہا گیا۔ دوری جدول میں اس عنصر کا 28 واں نمبر ہے۔ 1735ء میں جارج برانڈ نے پہلی دفعہ کوبالٹ خالص حالت میں حاصل کیا۔ جبکہ نکل کو 1751ء میں ایکسل فریڈنک کرانسٹڈ نے خالص حالت میں حاصل کیا۔

لوہے کی کچھ کچ دھاتیں بھی بعض اوقات دھوکہ دیتی ہیں۔ مثلاً لوہے کی کثرت سے پائی جانے والی ایک کچ دھات آئرن پائیرائٹیٹ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں لوہے کا ایک اور گندھک کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ چمکدار زرد قسم کی حالت میں پائی جاتی ہے۔ اس کی اس رنگت کی وجہ سے بہت سے ناواقف اور غیر پیشہ ور لوگ دھوکہ کھا جاتے ہیں اور اسے سونا سمجھ لیتے ہیں حالانکہ ہر چمکتی ہوئی چیز سونا نہیں ہوتی۔ اس کچ دھات کا نام بھی اسی وجہ سے Fool's gold ہے۔

قدرت میں یہ دونوں دھاتیں یعنی نکل اور کوبالٹ لوہے کے ساتھ ہی پائی جاتی ہیں۔ تاہم نکل دوسرے دونوں عناصر کی نسبت زیادہ مقدار میں پایا جاتا ہے۔ زمین کے کل وزن کا تین فیصد سے زیادہ حصہ نکل ہے جبکہ 0.25 فیصد کوبالٹ ہوتا ہے۔ ان دونوں عناصر کی زیادہ تر مقدار زمین کے مرکز میں موجود ہوتی ہے۔ زمین کے اس مرکز میں 90

فیصد لوہا اور 10 فیصد نکل ہے۔ اسی لئے عام طور پر اس مرکز کو نکل آئرن مرکز کہا جاتا ہے۔ جب کہ قشر ارض میں یہ دونوں دھاتیں (نکل اور کوبالٹ) کم یاب ہیں۔

کوبالٹ اور نکل دونوں لوہے سے تقریباً 10 فیصد زیادہ وزنی ہوتی ہیں اور یہ دونوں ہی لوہے سے قدرے سخت بھی ہوتی ہیں۔ اگر یہ قدرت میں لوہے کی طرح کثرت سے پائی جاتیں تو کہیں زیادہ مفید ثابت ہوتیں، کیونکہ لوہے کے برعکس ان کو زنگ نہایت ہی سست رفتاری سے لگتا ہے۔ لیکن شاید زمین کی سطح پر ان کی کم یابی میں بھی خالق کی کوئی مصلحت ہے جس کو ابھی تک ہم نہیں جان سکے۔

نکل دراصل دیگر دھاتوں کو زنگ لگنے سے بچاتا ہے۔ اس مقصد کے لئے دھات (عموماً لوہے یا تانبے) کے کسی ٹکڑے کو نکل کے مرکب کے محلول میں رکھا جاتا ہے۔ پھر موزوں حالات کے تحت اس محلول میں سے برقی رو گزاری جاتی ہے تو اس محلول میں موجود نکل کے ایٹم الگ ہو کر لوہے یا تانبے کے ٹکڑے پر تہ کی صورت میں جم جاتے ہیں۔ اس طرح کچھ دیر بعد لوہے یا تانبے کے ٹکڑے پر نکل کی ایک باریک اور ٹھوس تہ چڑھ جاتی ہے۔ اس طرح سے یہ دھات (یعنی لوہا یا تانبا) بظاہر چمکدار بن جاتی ہے اور زنگ لگنے سے بھی محفوظ ہو جاتی ہے۔ اس عمل کو برقی ملمع کاری (Electroplating) کہا جاتا ہے۔

کوبالٹ اور نکل دونوں کو مقناطیس اپنی طرف کھینچتا ہے مگر یہ کشش لوہے کی نسبت کم طاقت کی، لیکن دیگر تمام عناصر سے زیادہ طاقت کی ہوتی ہے۔ اگر نکل یا کوبالٹ کو لوہے کے ساتھ ایک خاص نسبت سے ملا دیا جائے تو اس طرح بننے والی بھرت لوہے سے زیادہ مقناطیسی اثر رکھتی ہے۔ مثال کے طور پر پرم بھرت (Permalloy) میں دو تہائی نکل اور ایک تہائی لوہا ہوتا ہے۔ یہ بھرت فولاد سے بھی زیادہ مستقل مقناطیس بننے کی صلاحیت رکھتی ہے۔ اس سے زیادہ مستقل مقناطیس بننے کی صلاحیت النیکو (Alnico) میں ہوتی ہے۔ یہ نکل، کوبالٹ اور ریو مینیم کا فولادی بھرت ہے۔ آج کل مقناطیس کے حوالے سے ٹھوس دھات کے بڑے بڑے ٹکڑوں کے بجائے پلاسٹک میں ملفوف لوہے کے ننھے ننھے دانوں پر تحقیق کا رجحان بڑھ رہا ہے۔ کیونکہ اس طریقے سے ایک تو طاقتور ترین مقناطیس بنائے جا سکتے ہیں، دوسرے اس قسم کے سفوفی مقناطیس کو کسی بھی

شکل میں آسانی کے ساتھ ڈھالا جا سکتا ہے کیونکہ ان دانوں پر چڑھی ہوئی پلاسٹک، بہت نرم ہوتی ہے۔

نکلی فولاد (Nickel steels) خاص طور پر بہت ہی مضبوط ہوتے ہیں اور ان کا استعمال بھی کثرت سے کیا جاتا ہے۔ اس قسم کے فولاد میں ساڑھے تین فی صد نکل ہوتا ہے۔ نکل کا زیادہ تر استعمال فولاد ہی میں کیا جاتا ہے۔ نکلی فولاد کی ایک نرالی قسم انوار (Invar) کہلاتی ہے۔ اس میں 62.5 فی صد لوہا اور 37.5 فیصد نکل ہوتا ہے۔ عام دھاتیں درجہ حرارت بڑھانے پر آہستہ آہستہ پھیلتی ہیں جبکہ ٹھنڈا کرنے پر اسی طرح بتدریج سکڑتی ہیں۔ انوار اس لحاظ سے بالکل مختلف طرز عمل کا مظاہرہ کرتا ہے۔ اس کی پھیلاؤ اور سکڑاؤ کی شرح فولاد کی نسبت 1/15 گنا کم ہوتی ہے۔ اسی وجہ سے ان اشیاء کی تیاری کے لیے اس کا استعمال بہت ہی موزوں ہے جن میں اپنی حالت کو برقرار رکھنے کی خاصیت کا اہتمام کرنا ضروری ہوتا ہے۔ ایسی اشیاء میں پیمائشی فیتے اور گھڑیوں کے پنڈولم شامل ہیں۔

لوہے سے زیادہ سخت نکل اور نکل سے زیادہ سخت کوبالٹ ہوتا ہے۔ تمام معلوم بھرتوں میں سب سے زیادہ سخت بھرتیں بھی کوبالٹ ہی کی ہوتی ہیں۔ ان بھرتوں کو سٹیلائٹ کہتے ہیں۔ یہ بہت زیادہ درجہ حرارت پر بھی اپنی حالت برقرار رکھتی ہیں اور اسی وجہ سے دھات کو کاٹنے والے اوزار میں انہیں استعمال کیا جاتا ہے۔ دھاتوں کی کٹائی کے دوران رگڑ سے پیدا ہونے والی حرارت کا سٹیلائٹ پر کچھ اثر نہیں ہوتا جبکہ فولاد اس حرارت سے پگھل جاتا ہے۔

ہائیڈروجن مانع نباتاتی تیل کو ٹھوس صورت دے کر مفید بھکنائی بناتی ہے۔ اگر ہائیڈروجن کو اس تیل کے ساتھ صرف ملا کر رکھ دیا جائے تو یہ تبدیلی بہت زیادہ عرصہ میں رونما ہوتی ہے۔ البتہ اگر اس ہمیزے میں کوئی دھاتی سفوف شامل کر لیا جائے تو یہ عمل بہت ہی زیادہ تیزی سے وقوع پذیر ہوتا ہے۔ یہ دھاتی سفوف اس عمل کو تیز کرنے میں عمل انگیز (Catalyst) کا کردار ادا کرتا ہے۔ صنعتی طور پر اس مقصد کے لئے استعمال کیا جانے والا عمل انگیز نکل کا سفوف ہے۔

کوبالٹ کے بعض مرکبات رومانوی مقاصد کے لئے بھی استعمال ہوتے تھے۔ یہ

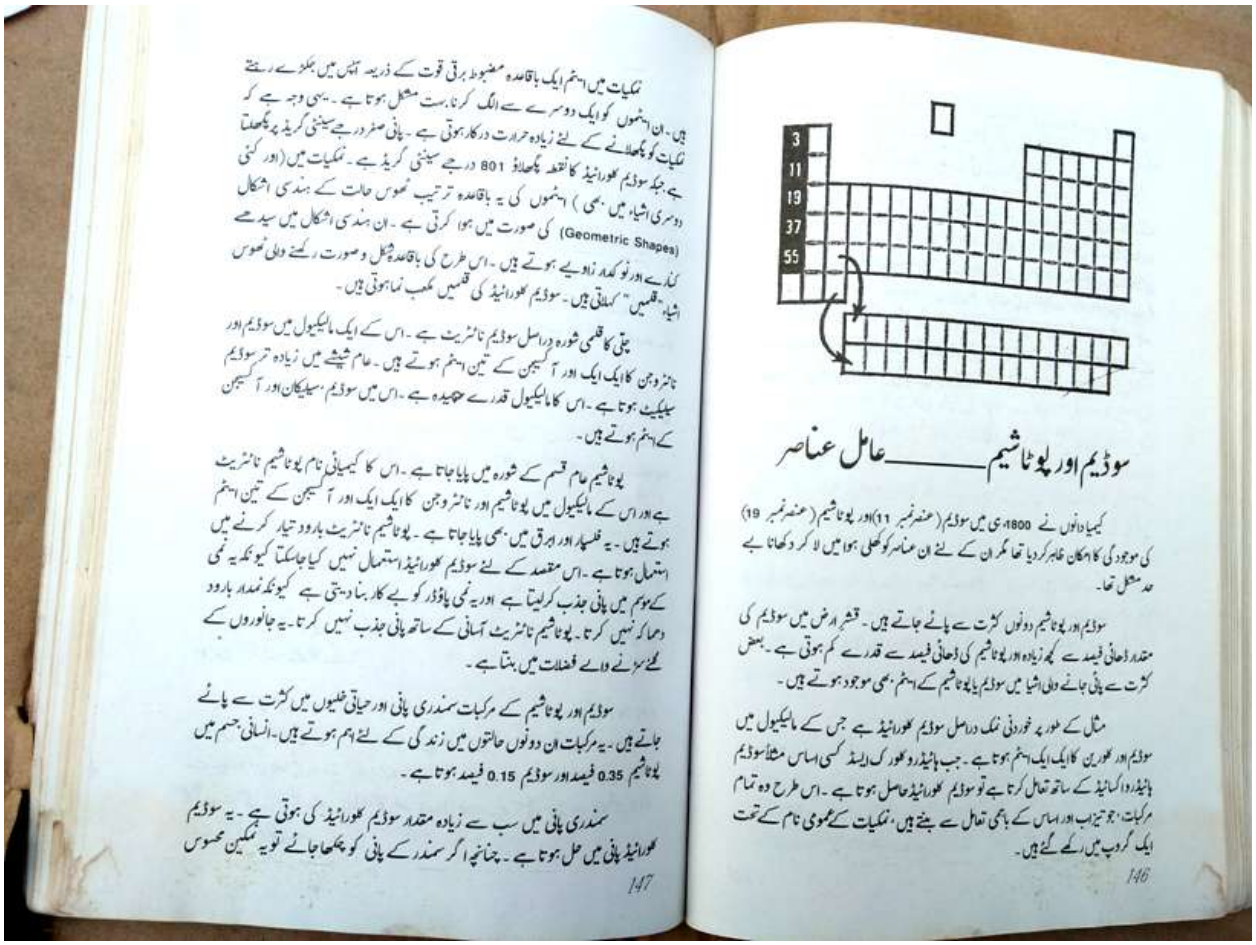
مرکبات جب خشک ہوتے ہیں تو ان کا رنگ نیلا ہوتا ہے۔ لیکن جب انہیں نمی میں رکھا جائے تو ان کے مالیکیول پانی کے مالیکیولوں کے ساتھ مل کر ہلکے گلابی رنگ کے ہو جاتے ہیں۔ اگر ان مرکبات کو پانی میں حل کیا جائے تو ہلکے گلابی رنگ کا محلول حاصل ہوتا ہے۔ اس محلول کو نظر نہ آنے والی روشنائی کے طور پر استعمال کیا جاسکتا ہے۔ کیونکہ ہلکے گلابی رنگ کے محلول سے لکھی گئی تحریر خشک ہو جانے کے بعد بھی بمشکل ہی نظر آئے گی۔ ہاں اگر اس کاغذ کو معمولی حرارت پہنچائی جائے تو کوبالٹ کے مالیکیولوں کے ساتھ منسلک پانی کے تمام مالیکیول بخارات بن کر اڑ جاتے ہیں اور اب اس نظر نہ آنے والی روشنائی کا رنگ گہرا نیلا ہو جاتا ہے اور تحریر واضح طور پر عیاں اور نظر آنے والی ہو جاتی ہے۔

کوبالٹ کے مرکبات کی اس خصوصیت کو ایک اور اہم مقصد کے لئے بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ سائنس کی تجربہ گاہوں میں خشک کرنے والے عاملوں کے طور پر عموماً سیلیکا جیل کو استعمال کیا جاتا ہے۔ سیلیکا جیل شیشے کی طرح کا شفاف مادہ ہوتا ہے اور اس کے استعمال میں یہ مشکل ہے کہ بظاہر دیکھنے سے یہ پتہ نہیں چلتا کہ اس نے نمی جذب کر لی ہے یا ابھی خشک ہے۔ یوں یہ معلوم کرنے میں دشواری ہوتی ہے کہ آیا سیلیکا جیل مکمل طور پر استعمال ہو چکا ہے یا ابھی اس میں نمی جذب کرنے کی مزید صلاحیت موجود ہے۔ یعنی یہ کہ جتنی نمی جذب کرنے کی اس میں صلاحیت ہے وہ ساری استعمال ہو چکی ہے یا ابھی کچھ باقی ہے۔ چنانچہ اس دشواری سے بچنے کے لئے اس میں کوبالٹ کے مرکبات شامل کر دیئے جاتے ہیں۔ جب سیلیکا جیل خشک ہو تو کوبالٹ کے خشک مرکبات کی وجہ سے اس کا رنگ نیلا ہوگا۔ پھر جیسے جیسے اس میں نمی جذب ہوتی جائے گی اس کا رنگ ہلکا گلابی ہوتا جائے گا۔ یوں کوبالٹ کے مرکبات کی وجہ سے یہ معلوم کرنا آسان ہو جائے گا کہ کب سیلیکا جیل کی نمی جذب کرنے کی صلاحیت ختم ہوتی ہے۔ چنانچہ اس وقت اس کی جگہ دوسری خشک سیلیکا رکھنا ضروری ہو جائے گا۔

محکمہ موسمیات والے بھی موسم کی خوشگواری یا بارش کی پیشین گوئی کے لئے کوبالٹ کے مرکبات کی اس خصوصیت سے فائدہ اٹھاتے ہیں۔ اگر تو ہوا میں بہت زیادہ نمی ہوگی تو اس سے کوبالٹ کے خشک یعنی نیلے مرکبات کا رنگ ہلکا گلابی ہو جائے گا اور اس کا مطلب ہوگا کہ بارش کا امکان ہے۔ لیکن اگر ان کا رنگ نیلا ہی رہے تو موسم خشک رہے گا۔

کوبالٹ اور نیلے رنگ کے تعلق کا ایک اور بھی خاصا استعمال کیا جاتا ہے۔ شیشے یا سرامکس میں اگر کوبالٹ کے مرکبات شامل کر دیئے جائیں تو ان کے رنگ میں ایک خوبصورت اور گہری نیلی جھلک پیدا ہو جائے گی۔ ایسے شیشے کو کوبالٹ گلاس کہتے ہیں۔

اب تحقیق کے نتیجے میں یہ بات بھی سامنے آئی ہے کہ وٹامن بی - 12 کے مالیکیول میں بھی کوبالٹ کا ایک ایٹم ہوتا ہے۔ وٹامن بی - 12 زندگی کے لئے نہایت ضروری ہے۔ اگرچہ زندگی کے لئے اس کی بہت تھوڑی سی مقدار چاہیے ہوتی ہے۔ وٹامن بی - 12 کی طرح دوسرے جتنے بھی حیاتی مرکبات میں کوبالٹ موجود ہو، ان سب کو بالامنز کہا جاتا ہے۔ چنانچہ حیاتیاتی نظام میں کوبالٹ کی حیثیت ایک لازمی قلیل عنصر (Essential trace element) کی ہے۔ قلیل عنصر کا مطلب ہے کہ یہ جسمانی نظام کے لئے بہت ہی تھوڑی مقدار میں چاہیے ہوتا ہے۔



سوڈیم اور پوٹاشیم ـــــــ عامل عناصر

کیمیا دانوں نے 1800ء ہی میں سوڈیم (عنصر نمبر 11) اور پوٹاشیم (عنصر نمبر 19) کی موجودگی کا امکان ظاہر کر دیا تھا مگر ان کے لئے ان عناصر کو کھلی ہوا میں لا کر دکھانا بے حد مشکل تھا۔

سوڈیم اور پوٹاشیم دونوں کثرت سے پائے جاتے ہیں۔ قشرِ ارض میں سوڈیم کی مقدار ڈھائی فیصد سے کچھ زیادہ اور پوٹاشیم کی ڈھائی فیصد سے قدرے کم ہوتی ہے۔ بعض کثرت سے پائی جانے والی اشیا میں سوڈیم یا پوٹاشیم کے ایٹم بھی موجود ہوتے ہیں۔

مثال کے طور پر خوردنی نمک دراصل سوڈیم کلورائیڈ ہے جس کے مالیکیول میں سوڈیم اور کلورین کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔ جب ہائیڈروکلورک ایسڈ کسی اساس مثلاً سوڈیم ہائیڈروآکسائیڈ کے ساتھ تعامل کرتا ہے تو سوڈیم کلورائیڈ حاصل ہوتا ہے۔ اس طرح وہ تمام مرکبات، جو تیزاب اور اساس کے باہمی تعامل سے بنتے ہیں، نمکیات کے عمومی نام کے تحت ایک گروپ میں رکھے گئے ہیں۔

نمکیات میں ایٹم ایک باقاعدہ مضبوط برقی قوت کے ذریعہ آپس میں جکڑے رہتے ہیں۔ ان ایٹموں کو ایک دوسرے سے الگ کرنا بہت مشکل ہوتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ نمکیات کو پگھلانے کے لئے زیادہ حرارت درکار ہوتی ہے۔ پانی صفر درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے جبکہ سوڈیم کلورائیڈ کا نقطہ پگھلاؤ 801 درجے سینٹی گریڈ ہے۔ نمکیات میں (اور کئی دوسری اشیاء میں بھی) ایٹموں کی یہ باقاعدہ ترتیب ٹھوس حالت کے ہندسی اشکال (Geometric Shapes) کی صورت میں ہوا کرتی ہے۔ ان ہندسی اشکال میں سیدھے کنارے اور نوکدار زاویے ہوتے ہیں۔ اس طرح کی باقاعدہ شکل و صورت رکھنے والی ٹھوس اشیاء "قلمیں" کہلاتی ہیں۔ سوڈیم کلورائیڈ کی قلمیں مکعب نما ہوتی ہیں۔

چلی کا قلمی شورہ دراصل سوڈیم نائٹریٹ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سوڈیم اور نائٹروجن کا ایک ایک اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ عام شیشے میں زیادہ تر سوڈیم سیلیکیٹ ہوتا ہے۔ اس کا مالیکیول قدرے پیچیدہ ہے۔ اس میں سوڈیم، سیلیکان اور آکسیجن کے ایٹم ہوتے ہیں۔

پوٹاشیم عام قسم کے شورہ میں پایا جاتا ہے۔ اس کا کیمیائی نام پوٹاشیم نائٹریٹ ہے اور اس کے مالیکیول میں پوٹاشیم اور نائٹروجن کا ایک ایک اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ فلسپار اور ابرق میں بھی پایا جاتا ہے۔ پوٹاشیم نائٹریٹ بارود تیار کرنے میں استعمال ہوتا ہے۔ اس مقصد کے لئے سوڈیم کلورائیڈ استعمال نہیں کیا جاسکتا کیونکہ یہ نمی کے موسم میں پانی جذب کر لیتا ہے اور یہ نمی پاؤڈر کو بے کار بنا دیتی ہے کیونکہ نمدار بارود دھماکہ نہیں کرتا۔ پوٹاشیم نائٹریٹ آسانی کے ساتھ پانی جذب نہیں کرتا۔ یہ جانوروں کے لئے سڑنے والے فضلات میں بنتا ہے۔

سوڈیم اور پوٹاشیم کے مرکبات سمندری پانی اور حیاتی خلیوں میں کثرت سے پائے جاتے ہیں۔ یہ مرکبات ان دونوں حالتوں میں زندگی کے لئے اہم ہوتے ہیں۔ انسانی جسم میں پوٹاشیم 0.35 فیصد اور سوڈیم 0.15 فیصد ہوتا ہے۔

سمندری پانی میں سب سے زیادہ مقدار سوڈیم کلورائیڈ کی ہوتی ہے۔ یہ سوڈیم کلورائیڈ پانی میں حل ہوتا ہے۔ چنانچہ اگر سمندر کے پانی کو پکھا جائے تو یہ نمکین محسوس

ہوتا ہے۔

جن سمندروں میں پانی آگے نہیں چلتا، ان میں بہت زیادہ نمک ہوتا ہے۔ مثلاً بحیرہ مردار (جو اسرائیل اور اردن کے درمیان حد فاصل ہے) میں سوڈیم کلورائیڈ 20 فی صد ہوتا ہے۔ اس نے ایسے کئی مقامات پر نمکیات کے وسیع ذخائر موجود ہیں جہاں پر سمندر کی کم گہری طشتیں مکمل طور پر خشک ہو چکی ہیں اور اس وجہ سے ان میں موجود نمکیات وہیں باقی رہ جاتے ہیں اور پھر وقت گزرنے کے ساتھ مٹی اور چٹانوں سے ڈھک جاتے ہیں۔ بعض اوقات نمک کی یہ تہیں نصف میل موٹی ہوتی ہیں۔ ہمارے یہاں کھیوڑہ کے مقام پر موجود نمک کی کان دنیا کی سب سے بڑی کان ہے۔ چونکہ نمک انسانی غذا ہی میں نہیں بلکہ صنعتوں میں بھی ہزاروں طرح سے استعمال میں لایا جاتا ہے اس لیے نمک کی کانیں ہمارے لیے بہت مفید اور کارآمد ثابت ہوتی ہیں۔

چہم سوڈیم اور پوٹاشیم کے مرکبات کی کثرت کے باوجود ان عناصر کو خاص حالت میں حاصل کرنا مشکل کام ہے۔ یہ اتنے تیز عامل ہیں کہ ان کے ایٹم مرکبات کے دوسرے ایٹموں کے ساتھ مضبوطی سے بندھے رہتے ہیں اور انہیں ان مرکبات سے جدا کرنا بہت مشکل ہوتا ہے۔

ایک برطانوی کیمیادان ڈیوی نے 1807ء میں یہ انکشاف کیا کہ ان ایٹموں کو کیسے علیحدہ کیا جاسکتا ہے۔ اس کام کے لیے اس نے پگھلے پوٹاشیم یا سوڈیم کے ایک موزوں مرکب کو پگھلایا اور پھر اس گرم مائع میں سے برقی رو گزاری۔ برقی رو کے اثر سے پوٹاشیم یا سوڈیم کے ایٹم تو برتن کے ایک طرف جمع ہونے لگے، جبکہ دوسرے ایٹم برتن کے دوسری طرف اکٹھے ہو گئے۔

اس طرح جب سوڈیم اور پوٹاشیم کو ان کے مرکبات سے علیحدہ کیا گیا تو پتہ چلا کہ یہ دونوں عناصر چاندی کی طرح سفید دھات ہیں اور انہیں کسی کند چاقو سے بھی کاٹا جاسکتا ہے۔ یہ دونوں دھاتیں بہت کم درجہ حرارت پر پگھل جاتی ہیں۔ ان کا نقطہ پگھلاؤ پانی کے نقطہ جوش سے بھی کم ہوتا ہے۔ سوڈیم کا نقطہ پگھلاؤ 98 درجے سینٹی گریڈ اور پوٹاشیم کا 63 درجے سینٹی گریڈ ہے۔

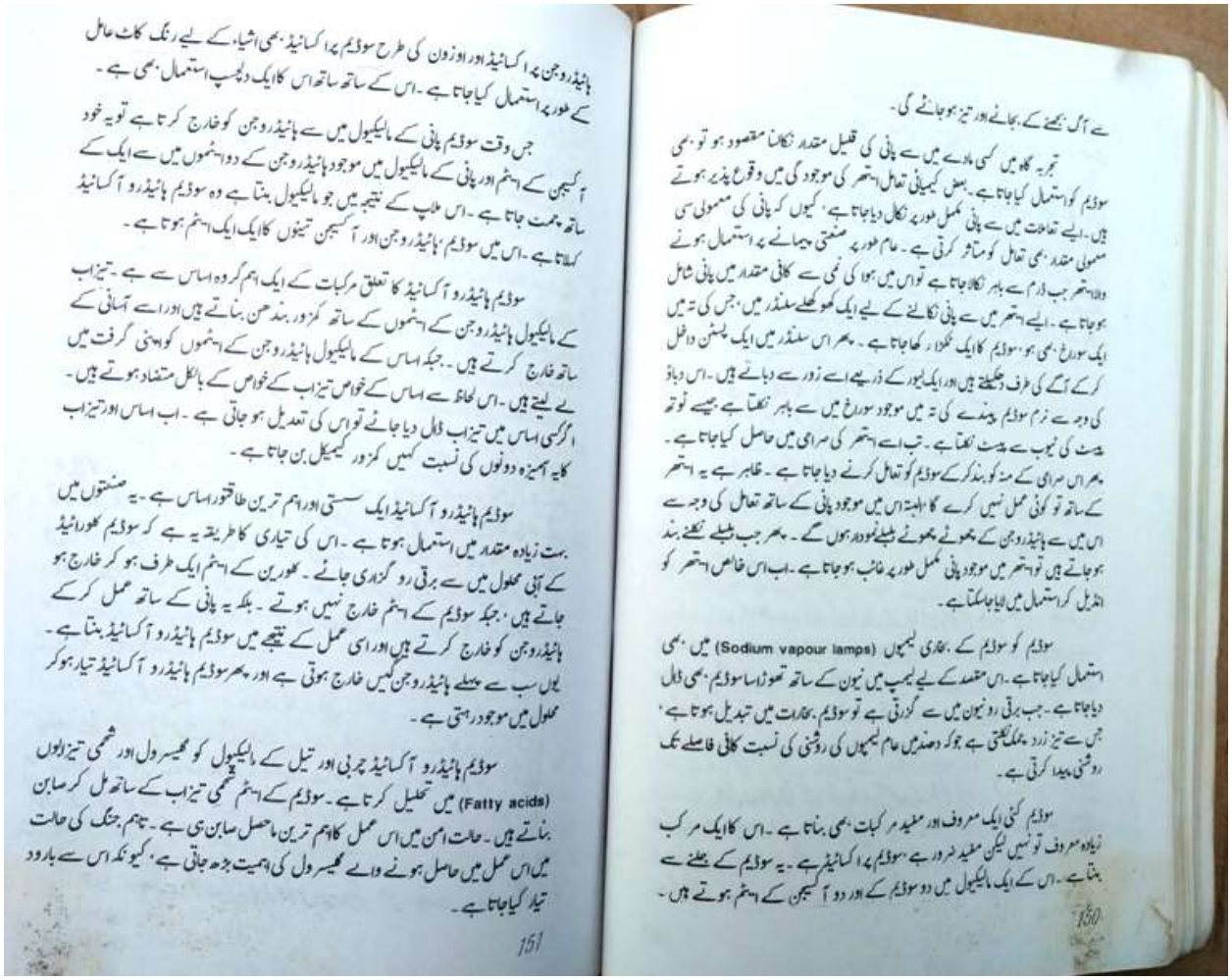
دونوں بہت ہی تیز عامل ہیں۔ پوٹاشیم البتہ سوڈیم سے بھی تیز عامل ہے۔ جیسے ہی ان کو خاص حالت میں حاصل کیا جاتا ہے ان کی پہلی کوشش یہی ہوتی ہے کہ جلد ہی کسی دوسرے عنصر یا مرکب کے ساتھ ملاپ کر کے نیا مرکب بنالیں۔ اگر سوڈیم یا پوٹاشیم کا کوئی ٹکڑا کھلی ہوا میں لایا جائے تو یہ یکدم ہوا کی آکسیجن کے ساتھ ملاپ کرلیتا ہے۔ اس ملاپ کے نتیجے میں حاصل ہونے والے مرکبات میں دھاتی آب و تاب نہیں ہوتی۔ بلکہ یہ دھاتی چمک عنصر کو کھلی ہوا میں لاتے ہی غائب ہو جاتی ہے اور یوں یہ دھات دھندلی ہو جاتی ہے۔ پوٹاشیم آکسیجن کے ساتھ اتنے زور سے ملاپ کرتا ہے اور اس کے ایک ٹکڑے سے اتنی زیادہ حرارت نکلتی ہے کہ یہ فوراً بھڑک جاتا ہے اور پھر اسے آگ لگ جاتی ہے۔

اسی لیے پوٹاشیم یا سوڈیم کو کم یا زیادہ دیر تک عنصری حالت میں رکھنا ہو تو انہیں مٹی کے تیل میں رکھا جاتا ہے۔

سوال یہ ہے کہ سوڈیم یا پوٹاشیم کو پانی میں کیوں محفوظ نہیں رکھا جاسکتا۔ جواب یہ ہے کہ سوڈیم اور پوٹاشیم آکسیجن کے ساتھ ملاپ کا اتنا اشتیاق رکھتے ہیں کہ یہ پانی کے مالیکیولوں کو توڑ کر اس سے آکسیجن حاصل کر لیتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں پانی میں موجود ہائیڈروجن کے ایٹم آزاد ہو جاتے ہیں۔

اس کا مطلب یہ ہے کہ اگر پانی میں سوڈیم یا پوٹاشیم کا ایک چھوٹا سا ٹکڑا ڈال دیا جائے تو آزاد ہونے والی ہائیڈروجن کے اخراج کے وقت اس میں ایک بلبلہ سی بچ جاتی ہے۔ سوڈیم یا پوٹاشیم کے چھوٹے سے ٹکڑے کو زور سے پانی میں پھینکا جائے تو یہ دائرہ میں چکر کاٹتا اور بھڑکتا رہتا ہے۔ پھر اس تعامل سے اتنی زیادہ حرارت پیدا ہوتی ہے کہ اکثر ہائیڈروجن کو آگ لگ جاتی ہے اور زبردست دھماکہ ہوتا ہے۔

کالج کی نامیاتی کیمیا کی تجربہ گاہوں میں چونکہ سوڈیم اکثر و بیشتر استعمال ہوتا رہتا ہے اس لیے طلباء کو سوڈیم کو آگ لگنے سے بچانے کے لیے انتہائی ضروری اقدامات کرنے چاہئیں۔ کیونکہ اس قسم کی آگ کو بجھانا بھی بہت مشکل ہوتا ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ آگ کے خلاف ہمارا روایتی عمل اس پر پانی ڈالنا ہوتا ہے، چنانچہ اس صورت میں پانی ڈالنے



سے آئل نکھنے کے بجائے اور تیز ہو جائے گی۔

تجربہ گاہ میں کسی مادے میں سے پانی کی قلیل مقدار نکالنا مقصود ہو تو بھی سوڈیم کو استعمال کیا جاتا ہے۔ بعض کیمیائی تعامل ایتھر کی موجودگی میں وقوع پذیر ہوتے ہیں۔ ایسے تعاملات میں سے پانی مکمل طور پر نکال دیا جاتا ہے، کیوں کہ پانی کی معمولی سی مقدار بھی تعامل کو متاثر کرتی ہے۔ عام طور پر صنعتی پیمانے پر استعمال ہونے والا ایتھر جب ڈرم سے باہر نکالا جاتا ہے تو اس میں ہوا کی نمی سے کافی مقدار میں پانی شامل ہو جاتا ہے۔ ایسے ایتھر میں سے پانی نکالنے کے لیے ایک کھوکھلے سلنڈر میں، جس کی تہ میں ایک سوراخ بھی ہو، سوڈیم کا ایک ٹکڑا رکھا جاتا ہے۔ پھر اس سلنڈر میں ایک پلنجر داخل کر کے آگے کی طرف دھکیلتے ہیں اور ایک لیور کے ذریعے اسے زور سے دباتے ہیں۔ اس دباؤ کی وجہ سے نرم سوڈیم پنسلے کی تہ میں موجود سوراخ میں سے باہر نکلتا ہے جیسے ٹوتھ پیسٹ کی ٹیوب سے پیسٹ نکلتا ہے۔ تب اسے ایتھر کی صراحی میں حاصل کیا جاتا ہے۔ پھر اس صراحی کے منہ کو بند کر کے سوڈیم کو تعامل کرنے دیا جاتا ہے۔ ظاہر ہے یہ ایتھر کے ساتھ تو کوئی عمل نہیں کرے گا، البتہ اس میں موجود پانی کے ساتھ تعامل کی وجہ سے اس میں سے ہائیڈروجن کے ننھے ننھے ببلے نمودار ہوں گے۔ پھر جب ببلے نکلنے بند ہو جاتے ہیں تو ایتھر میں موجود پانی مکمل طور پر غائب ہو جاتا ہے۔ اب اس خالص ایتھر کو اندیل کر استعمال میں لایا جا سکتا ہے۔

سوڈیم کو سوڈیم کے بخاری لیمپوں (Sodium vapour lamps) میں بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ اس مقصد کے لیے لیمپ میں نیون کے ساتھ تھوڑا سا سوڈیم بھی ڈال دیا جاتا ہے۔ جب برقی رو نیون میں سے گزرتی ہے تو سوڈیم بخارات میں تبدیل ہوتا ہے، جس سے تیز زرد جھلک نکلتی ہے جو کہ دھند میں عام لیمپوں کی روشنی کی نسبت کافی فاصلے تک روشنی پیدا کرتی ہے۔

سوڈیم کئی ایک معروف اور مفید مرکبات بھی بناتا ہے۔ اس کا ایک مرکب زیادہ معروف تو نہیں لیکن مفید ضرور ہے، سوڈیم ہائیڈرائیڈ ہے۔ یہ سوڈیم کے پگھلنے سے بنتا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں دو سوڈیم کے اور دو آکسیجن کے ایٹم ہوتے ہیں۔

ہائیڈروجن پر اکسائیڈ اور اوزون کی طرح سوڈیم پر اکسائیڈ بھی اشیاء کے لیے رنگ کاٹ عامل کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ اس کا ایک دلچسپ استعمال بھی ہے۔

جس وقت سوڈیم پانی کے مالیکیول میں سے ہائیڈروجن کو خارج کرتا ہے تو یہ خود آکسیجن کے ایٹم اور پانی کے مالیکیول میں موجود ہائیڈروجن کے دو ایٹموں میں سے ایک کے ساتھ جمع جاتا ہے۔ اس ملاپ کے نتیجہ میں جو مالیکیول بنتا ہے وہ سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کہلاتا ہے۔ اس میں سوڈیم، ہائیڈروجن اور آکسیجن تینوں کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔

سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کا تعلق مرکبات کے ایک اہم گروہ اساس سے ہے۔ تیزاب کے مالیکیول ہائیڈروجن کے ایٹموں کے ساتھ کمزور بندھن بناتے ہیں اور اسے آسانی کے ساتھ خارج کرتے ہیں۔ جبکہ اساس کے مالیکیول ہائیڈروجن کے ایٹموں کو اپنی گرفت میں لے لیتے ہیں۔ اس لحاظ سے اساس کے خواص تیزاب کے خواص کے بالکل متضاد ہوتے ہیں۔ اگر کسی اساس میں تیزاب ڈال دیا جائے تو اس کی تعدیل ہو جاتی ہے۔ اب اساس اور تیزاب کا یہ آمیزہ دونوں کی نسبت کہیں کمزور کیمیکل بن جاتا ہے۔

سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک سستی اور اہم ترین طاقتور اساس ہے۔ یہ صنعتوں میں بہت زیادہ مقدار میں استعمال ہوتا ہے۔ اس کی تیاری کا طریقہ یہ ہے کہ سوڈیم کلورائیڈ کے آبی محلول میں سے برقی رو گزاری جائے۔ کلورین کے ایٹم ایک طرف ہو کر خارج ہو جاتے ہیں، جبکہ سوڈیم کے ایٹم خارج نہیں ہوتے۔ بلکہ یہ پانی کے ساتھ عمل کر کے ہائیڈروجن کو خارج کرتے ہیں اور اسی عمل کے نتیجے میں سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ بنتا ہے۔ یوں سب سے پہلے ہائیڈروجن گیس خارج ہوتی ہے اور پھر سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ تیار ہو کر محلول میں موجود رہتی ہے۔

سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ چربی اور تیل کے مالیکیول کو گلیسرول اور شمعی تیزابوں (Fatty acids) میں تحلیل کرتا ہے۔ سوڈیم کے ایٹم شمعی تیزاب کے ساتھ مل کر صابن بناتے ہیں۔ حالت امن میں اس عمل کا اہم ترین ماحصل صابن ہی ہے۔ تاہم جنگ کی حالت میں اس عمل میں حاصل ہونے والے گلیسرول کی اہمیت بڑھ جاتی ہے، کیونکہ اس سے بارود تیار کیا جاتا ہے۔

چربی کی مالیکیول کو تحلیل کرنے کی سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی یہ صلاحیت ایک اور طرح سے بھی مفید ثابت ہوئی ہے۔ اگر اس کی کچھ مقدار ٹھوس گریس کے باعث بند ہونے والے نکاسی پائپ میں ڈالی جائے تو یہ گریس کو حل کر کے یا کم از کم اس میں راستہ بنا کر پانی کے بہاؤ کو ممکن بناتا ہے۔ اس مقصد کے لیے استعمال کیے جانے والے سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو عموماً اس کے تجارتی نام کاسٹک سوڈا سے پکارا جاتا ہے۔ کاسٹک کے لفظی معنی "کاٹنے والا" ہیں۔ جلد پر اس کا رد عمل اثر ہوتا ہے۔

سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی بہت زیادہ مقدار لکڑی کے گودے کو کاغذ اور ریشے میں تبدیل کرنے کے لیے استعمال میں لائی جاتی ہے۔ اگر روئی کے دھاگوں کا سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے ساتھ عمل کرا دیا جائے تو یہ نسبتاً زیادہ ملائم اور مضبوط ہو جاتے ہیں اور آسانی کے ساتھ رنگے جا سکتے ہیں۔ یہ عمل 1850ء میں ایک انگریز جان مرسر نے دریافت کیا تھا اور آج کل اس طرح کی عمل شدہ روئی کو مرسری (Mercerized) روئی کہا جاتا ہے۔

سوڈیم کاربونیٹ ایک کمزور اساس ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سوڈیم کے دو، کاربن کا ایک اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ جب یہ تیزاب کے ساتھ تعامل کرتا ہے تو آکسیجن اور کاربن کے ایٹم علیحدہ ہو کر کاربن ڈائی آکسائیڈ کی صورت میں خارج ہوتے ہیں۔ سوڈیم کاربونیٹ کا ایک عام نام سوڈا بھی ہے۔ سوڈیم کاربونیٹ کا یہ نام اس وقت رکھا گیا تھا جبکہ کسی کو بھی اس میں موجود ایٹموں کی نوعیت، حتیٰ کہ ایٹموں کی موجودگی کا بھی پتہ نہیں تھا۔ سوڈیم عنصر کا نام بھی سوڈے ہی سے اخذ کیا گیا ہے، کیونکہ سوڈے میں یہ عنصر موجود ہوتا ہے۔

سوڈیم کاربونیٹ کو اکثر اوقات کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ماخذ کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ مثلاً آگ بجھانے کے تجربات میں سوڈیم کاربونیٹ ہی سے کاربن ڈائی آکسائیڈ حاصل ہوتی ہے۔ اس کے علاوہ سوڈیم کاربونیٹ سے حاصل ہونے والی کاربن ڈائی آکسائیڈ کو پانی میں حل کیا جاتا ہے جس سے ہمیں سوڈا واٹر حاصل ہوتا ہے۔ اس میں اگر ذائقہ دار اشیاء شامل کر دی جائیں تو خوش ذائقہ مشروب بن جاتا ہے۔

سوڈیم کاربونیٹ اگرچہ ایک کمزور اساس ہے لیکن بعض مقامات پر یہ ایک طاقتور

اساس بھی ثابت ہوتا ہے۔ مثلاً سوڈیم ہائی کاربونیٹ اس سے بھی کمزور اساس ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سوڈیم کا ایک ہی ایٹم ہوتا ہے، جب کہ سوڈیم کے دوسرے ایٹم کی جگہ ہائیڈروجن کا ایک ایٹم لے لیتا ہے۔ سوڈیم ہائی کاربونیٹ بھی تیزاب کے ساتھ تعامل کر کے کاربن ڈائی آکسائیڈ بناتا ہے۔ یہ اتنا انسان دوست اساس ہے کہ بسیار خوری کے بعد گیس کی تکلیف کو رفع کرنے کے لیے اسے استعمال کیا جاتا ہے۔ میٹھا سوڈا، کھانے والا سوڈا اور سوڈا بائی کارب اسی کے مختلف نام ہیں۔

سوڈیم ہائی کاربونیٹ معدے میں موجود بعض تیزابوں کی تعدیل کرتا ہے۔ اس طرح پیدا ہونے والی کاربن ڈائی آکسائیڈ ڈکار کے ساتھ معدے سے باہر نکلتی ہے اور عام طور پر اس کے ساتھ ہی دوسری گیسیں بھی باہر آ جاتی ہیں۔ نتیجتاً معدے کی تکلیف دہ شکایت دور ہو جاتی ہے۔

سوڈیم ہائی کاربونیٹ کھانے پکانے میں بھی استعمال ہوتا ہے۔ جب اسے انڈے، دودھ یا گندھے ہوئے آٹے میں ملایا جاتا ہے تو یہ اس میں موجود کسی کمزور تیزاب کے ساتھ تعامل کر کے کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس پیدا کرتا ہے۔ یہ گیس اس چیز کو پھلا دیتی ہے جس سے کیک اور بسکٹ وغیرہ خستہ اور ملائم ہو جاتے ہیں۔ اسی لیے سوڈیم ہائی کاربونیٹ کو عام طور پر کھانے والا سوڈا بھی کہا جاتا ہے۔

سوڈیم کا ایک اور مرکب سوڈیم سلفیٹ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں دو سوڈیم کے، ایک سلفر کا اور چار آکسیجن کے ایٹم ہوتے ہیں۔ نیز اس کے ایک مالیکیول کے ساتھ پانی کے دس مالیکیول بھی ایک کمزور بندھن کے ذریعے بندھے رہتے ہیں۔ اس مرکب کا سب سے پہلے مطالعہ 1658ء میں ایک جرمن کیمیا دان جے روڈلف گلاوبر نے کیا تھا۔ اسی لیے عام طور پر اسے "گلاوبر سالٹ" کے نام سے بھی پہچانا جاتا ہے۔ جب یہ نمک پانی میں حل ہوتا ہے تو پانی کا درجہ حرارت گر جاتا ہے۔ جبکہ عموماً دوسرے کیمیکلز پانی میں حل ہونے پر اس کا درجہ حرارت بڑھا دیتے ہیں۔ مثلاً سلفیورک ایسڈ یا سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو اگر یک دم بہت سے پانی میں ملا دیا جائے تو پانی جوش کھانے لگتا ہے۔ اسی طرح دوسرے کیمیکلز بھی اسی طرز عمل کا مظاہرہ کرتے ہیں۔ اسی وجہ سے سوڈیم سلفیٹ جیسے کیمیکلز کے پانی میں حل ہونے پر محلول کا برف کی طرح ٹھنڈا ہونا حیرت انگیز لگتا ہے۔

پوٹاشیم کے مرکبات بھی زیادہ تر سوڈیم کے مرکبات ہی کی طرح تعامل کرتے ہیں۔ مگر یہ مرکبات عام طور پر کم یاب ہوتے ہیں۔ اس کی ایک وجہ تو یہ ہے کہ مٹی میں سوڈیم کی نسبت پوٹاشیم بہت کم پائی جاتی ہے اور اس کے علاوہ پوٹاشیم کی کچھ مقدار ایسی حالت میں ہوتی ہے کہ اسے آسانی کے ساتھ حاصل نہیں کیا جاسکتا۔

جرمنی میں سٹاسفرٹ کے مقام پر پوٹاشیم کے مرکبات کے بڑے ذخائر ہیں۔ یہ ذخائر سمندر میں ایک خشک جزیرے میں بعض ایسی اشیاء کے جمع ہونے سے بنے ہیں جن میں پوٹاشیم کے مختلف مرکبات کی وافر مقدار موجود ہے۔

پوٹاشیم کے نمکیات سوڈیم کے نمکیات سے زیادہ حل پذیر ہوتے ہیں۔ قرین قیاس ہے کہ قدیم سمندر کچھ اس طرح آہستہ آہستہ خشک ہوا کہ سب سے پہلے اس میں موجود سوڈیم کلورائیڈ اس وقت تہ نشین ہو گیا، جبکہ ابھی کافی پانی موجود تھا اور اس میں پوٹاشیم کے مرکبات بھی حل شدہ موجود تھے۔ اس کے بعد سب سے آخر میں یہ مرکبات اس محلول سے نکل کر جمع شدہ ذخائر کے اوپر پھیل گئے اور اسی وجہ سے انہیں آسانی کے ساتھ اور قدرے خالص حالت میں یہاں سے حاصل کیا جاتا ہے۔ پوری دنیا میں اس کی پیداوار کا تہائی حصہ انہی ذخائر سے حاصل کیا جاتا ہے۔

جنگ عظیم اول سے پہلے علم کیمیا کے میدان میں جرمنی سب سے آگے تھا۔ اس دور میں جرمن کیمیادان مختلف مقاصد کے لیے پوٹاشیم کے مرکبات کا بکثرت استعمال کرتے تھے کیونکہ یہ وہاں بہت سستے ملتے تھے۔ یہ مرکبات البتہ اور کہیں بھی سستے نہیں تھے لیکن پھر بھی کافی عرصہ تک دیگر ممالک (جیسے برطانیہ اور امریکہ) کے کیمیادان جرمن کیمیا دانوں کی اندھی تقلید میں پوٹاشیم کے مرکبات استعمال کرتے رہے حالانکہ اس وقت وہاں سوڈیم کے مرکبات بہت ہی سستے تھے اور انہیں اکثر و بیشتر (نہ کہ ہمیشہ) پوٹاشیم کے مرکبات ہی کی طرح استعمال میں لایا جاسکتا تھا۔ اس سے یہ پتہ چلتا ہے کہ سائنسدانوں کو بھی عام انسانوں کی طرح غلطیاں لگ سکتی ہیں۔

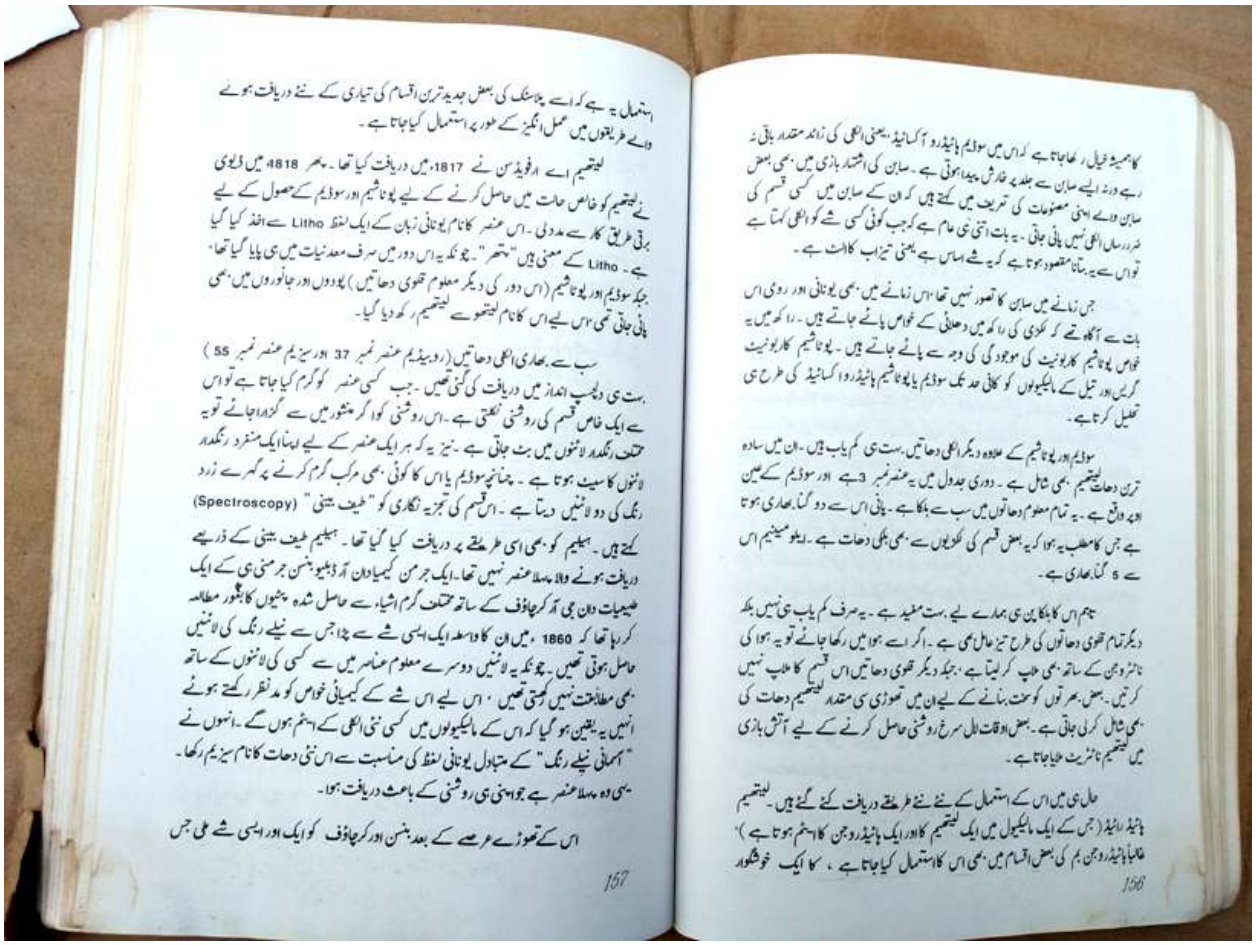
پودوں کو وافر مقدار میں پوٹاشیم درکار ہوتا ہے۔ اس لیے یہ خطرہ لاحق رہتا ہے کہ زمین میں اس کی کمی واقع ہونے سے کہیں یہ بنجر نہ ہو جائے۔ اسی وجہ سے کئی ایک کیمیائی

کھادوں میں پوٹاشیم بھی شامل کیا جاتا ہے۔ ابتدا میں کانکن سٹاسفرٹ کے ذخائر سے پوٹاشیم کے نمکیات بنا کر بھیجتے دیتے تھے تاکہ اس سے نیچے موجود سوڈیم کلورائیڈ کو نکالا جاسکے۔ حتیٰ کہ 1865ء میں انہیں اس مواد کی ذرخیزی کے متعلق آگاہی حاصل ہوئی جسے وہ فالتو نمک سمجھ کر بھیجتے دیتے تھے۔

پودے دراصل پوٹاشیم اتنی زیادہ مقدار میں استعمال کرتے ہیں کہ ایک زمانہ میں یہ پوٹاشیم کے مرکبات کے ماخذ کے طور پر استعمال کئے جاتے تھے۔ جب کہ معدنیات میں پوٹاشیم کے مرکبات کی موجودگی کا علم تو کہیں 1797ء میں جا کر ہوا۔ اس سے پہلے پودوں ہی میں ان کی موجودگی کا پتہ تھا۔ چنانچہ پودوں کو جلایا جاتا اور پوٹاشیم کے مرکبات پر مشتمل اس راکھ کو پانی میں حل کر کے لوہے کے برتنوں میں انڈیل دیا جاتا تھا۔ اس کے بعد اسے ابالا جاتا تھا جس کے نتیجے میں پوٹاشیم کاربونیٹ (جس کے ایک مالیکیول میں پوٹاشیم کے دو، کاربن کا ایک اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں) تہ میں رہ جاتا تھا۔ بعض سمندری پودوں کی راکھ میں سوڈیم کاربونیٹ بھی پائی جاتی ہے اور جدید کیمیائی دور سے پہلے اسے بھی اسی طرح حاصل کیا جاتا تھا۔

پوٹاشیم کاربونیٹ کا معروف نام پوٹاش ہے۔ پھر جب سوڈیم کاربونیٹ بھی اسی طریقے سے حاصل کیا گیا تو اسے سوڈا پوٹاش کہا گیا۔ پوٹاشیم ہائیڈروکسائیڈ، سوڈیم ہائیڈروکسائیڈ کی طرح کے ہی خواص رکھتی ہے مگر اس سے نسبتاً قیمتی ہے۔ اسے عام طور پر کاسٹک پوٹاش بھی کہتے ہیں۔ دراصل اس عنصر کا نام بھی پوٹاش ہی سے لیا گیا ہے۔ عربی زبان میں اس کی راکھ کو "القلی" کہتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ پوٹاشیم ہائیڈروکسائیڈ اور سوڈیم ہائیڈروکسائیڈ کا نام کاسٹک القلی پڑ گیا۔ مزید برآں دوری جدول میں پوٹاشیم اور سوڈیم کے گروہ کے تمام ارکان القلی دھاتیں کہلاتی ہیں۔ (قرون وسطیٰ میں عربوں نے ابتدائی درجے کی کافی کیمیائی تحقیق کی۔ یہی وجہ ہے کہ آج کی جدید کیمیا میں کئی ایک عربی اصطلاحات رائج ہیں۔

ہماری روزمرہ زندگی میں القلی کا خاصا عمل دخل ہے۔ صابن کی تیاری میں اس بات



کا ہمیشہ خیال رکھا جاتا ہے کہ اس میں سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ یعنی الکلی کی زائد مقدار باقی نہ رہے ورنہ ایسے صابن سے جلد پر خارش پیدا ہوتی ہے۔ صابن کی اشتہار بازی میں بھی بعض صابن والے اپنی مصنوعات کی تعریف میں کہتے ہیں کہ ان کے صابن میں کسی قسم کی ضرر رساں الکلی نہیں پائی جاتی۔ یہ بات اتنی ہی عام ہے کہ جب کوئی کسی شے کو الکلی کہتا ہے تو اس سے یہ بتانا مقصود ہوتا ہے کہ یہ شے اساس ہے یعنی تیزاب کا الٹ ہے۔

جس زمانے میں صابن کا تصور نہیں تھا اس زمانے میں بھی یونانی اور رومی اس بات سے آگاہ تھے کہ لکڑی کی راکھ میں دھاتی کے خواص پائے جاتے ہیں۔ راکھ میں یہ خواص پوٹاشیم کاربونیٹ کی موجودگی کی وجہ سے پائے جاتے ہیں۔ پوٹاشیم کاربونیٹ گریس اور تیل کے مالیکیولوں کو کافی حد تک سوڈیم یا پوٹاشیم ہائیڈروآکسائیڈ کی طرح ہی تحلیل کرتا ہے۔

سوڈیم اور پوٹاشیم کے علاوہ دیگر الکلی دھاتیں بہت ہی کم یاب ہیں۔ ان میں سادہ ترین دھات لیتھیم بھی شامل ہے۔ دوری جدول میں یہ عنصر نمبر 3 ہے اور سوڈیم کے عین اوپر واقع ہے۔ یہ تمام معلوم دھاتوں میں سب سے ہلکا ہے۔ پانی اس سے دو گنا بھاری ہوتا ہے جس کا مطلب یہ ہوا کہ یہ بعض قسم کی لکڑیوں سے بھی ہلکی دھات ہے۔ ریلو میگنیم اس سے 5 گنا بھاری ہے۔

یہ ہم اس کا ہلکا پن ہی ہمارے لیے بہت مفید ہے۔ یہ صرف کم یاب ہی نہیں بلکہ دیگر تمام قلوی دھاتوں کی طرح تیز عامل بھی ہے۔ اگر اسے ہوا میں رکھا جائے تو یہ ہوا کی نائٹروجن کے ساتھ بھی تعامل کر لیتا ہے، جبکہ دیگر قلوی دھاتیں اس قسم کا تعامل نہیں کرتیں۔ بعض بھر توں کو سخت بنانے کے لیے ان میں تھوڑی سی مقدار لیتھیم دھات کی بھی شامل کر لی جاتی ہے۔ بعض اوقات لال سرخ روشنی حاصل کرنے کے لیے آتش بازی میں لیتھیم نائٹریٹ ملایا جاتا ہے۔

حال ہی میں اس کے استعمال کے نئے نئے طریقے دریافت کئے گئے ہیں۔ لیتھیم ہائیڈرائیڈ (جس کے ایک مالیکیول میں ایک لیتھیم کا اور ایک ہائیڈروجن کا ایٹم ہوتا ہے) غالباً ہائیڈروجن بم کی بعض اقسام میں بھی اس کا استعمال کیا جاتا ہے، کا ایک خوشگوار

استعمال یہ ہے کہ اسے پلاسٹک کی بعض جدید ترین اقسام کی تیاری کے نئے دریافت ہونے والے طریقوں میں عمل انگیز کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

لیتھیم اسے ارفویڈسن نے 1817ء میں دریافت کیا تھا۔ بعد 4818ء میں ڈیوی نے لیتھیم کو خالص حالت میں حاصل کرنے کے لیے پوٹاشیم اور سوڈیم کے حصول کے لیے برقی طریق کار سے مدد لی۔ اس عنصر کا نام یونانی زبان کے ایک لفظ Litho سے اخذ کیا گیا ہے۔ Litho کے معنی ہیں "پتھر"۔ چونکہ یہ اس دور میں صرف معدنیات میں ہی پایا گیا تھا، جبکہ سوڈیم اور پوٹاشیم (اس دور کی دیگر معلوم قلوی دھاتیں) پودوں اور جانوروں میں بھی پائی جاتی تھی اس لیے اس کا نام لیتھوسے لیتھیم رکھ دیا گیا۔

سب سے بھاری الکلی دھاتیں (روبیڈیم عنصر نمبر 37 اور سیزیم عنصر نمبر 55) بہت ہی دلچسپ انداز میں دریافت کی گئی تھیں۔ جب کسی عنصر کو گرم کیا جاتا ہے تو اس سے ایک خاص قسم کی روشنی نکلتی ہے۔ اس روشنی کو اگر منشور میں سے گزارا جائے تو یہ مختلف رنگدار لائنوں میں بٹ جاتی ہے۔ نیز یہ کہ ہر ایک عنصر کے لیے اپنا ایک منفرد رنگدار لائنوں کا سیٹ ہوتا ہے۔ چنانچہ سوڈیم یا اس کا کوئی بھی مرکب گرم کرنے پر گہرے زرد رنگ کی دو لائنیں دیتا ہے۔ اس قسم کی تجزیہ نگاری کو "طیف بینی" (Spectroscopy) کہتے ہیں۔ ہیلیم کو بھی اسی طریقے پر دریافت کیا گیا تھا۔ ہیلیم طیف بینی کے ذریعے دریافت ہونے والا پہلا عنصر نہیں تھا۔ ایک جرمن کیمیادان آر ڈبلیو بنسن جو منی ہی کے ایک طبیعیات دان جی آر کرچاوف کے ساتھ مختلف گرم اشیاء سے حاصل شدہ بخاروں کا بغور مطالعہ کر رہا تھا کہ 1860ء میں ان کا واسطہ ایک ایسی شے سے پڑا جس سے نیلے رنگ کی لائنیں حاصل ہوتی تھیں۔ چونکہ یہ لائنیں دوسرے معلوم عناصر میں سے کسی کی لائنوں کے ساتھ بھی مطابقت نہیں رکھتی تھیں، اس لیے اس شے کے کیمیائی خواص کو مدنظر رکھتے ہوئے انہیں یہ یقین ہو گیا کہ اس کے مالیکیولوں میں کسی نئی الکلی کے ایٹم ہوں گے۔ انہوں نے "آسمانی نیلے رنگ" کے متبادل یونانی لفظ کی مناسبت سے اس نئی دھات کا نام سیزیم رکھا۔ یہی وہ پہلا عنصر ہے جو اپنی ہی روشنی کے باعث دریافت ہوا۔

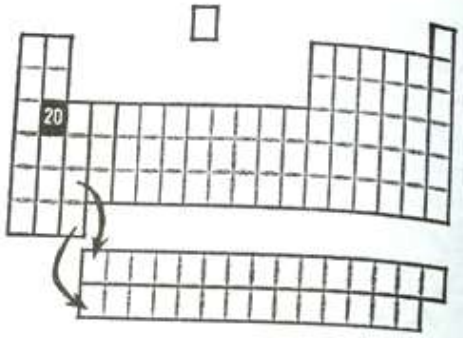
اس کے تھوڑے عرصے کے بعد بنسن اور کرچاوف کو ایک اور ایسی شے ملی جس

میں ایک اور قسم کی قلوی دھات کے عناصر پائے جاتے تھے۔ اس دفعہ اس شے سے سرخ لائنیں حاصل ہوتی تھیں۔ انہوں نے اس نئی دھات کا نام "گہرا سرخ" کے متبادل یونانی لفظ کی مناسبت سے روبیڈیم رکھا۔

تاہم ان دونوں عناصر کو خالص دھاتی حالت میں حاصل کرنے پر کافی عرصہ لگا۔ سیزیم کو 1882 میں اور روبیڈیم کو کہیں 1910 میں جا کر خالص حالت میں حاصل کیا گیا۔ دونوں کو ڈیوی کے طریقہ برقی تنقل (Electrophoresis) کی مدد سے حاصل کیا گیا۔

سیزیم دھاتوں میں سب سے زیادہ نرم دھات ہے۔ یہ بالکل موم جیسی نرم ہوتی ہے اور نہایت تیز عامل ہے اور صرف 28.5 ڈگری سینٹی گریڈ پر ہی پگھل جاتی ہے۔

کیمیائی عناصر کو گرم کر کے ان کے ایٹموں میں سے کتنے کتنے الیکٹرانوں کو نکالا جاسکتا ہے۔ تمام معلوم عناصر میں سے سیزیم میں سے الیکٹرون سب سے آسانی سے نکالے جاسکتے ہیں۔



کیلشیم ـــــــ ہڈیوں کا عنصر

زمین میں سلیکیٹس کے علاوہ بھی بعض معادن ملتے ہیں۔ ایسے معادن میں سب سے زیادہ پایا جانے والا معدن "چونے کا پتھر" کہلاتا ہے۔ یہ معدن اپنی شکل و شباہت کی وجہ سے کئی ایک ناموں سے پہچانا جاتا ہے۔ جب اس کی قلمیں دھندلی ہوں تو اسے کیلسائٹ کہا جاتا ہے اور جب یہ صاف و شفاف قلموں کی شکل میں پایا جائے تو اسے آئس لینڈ سپار کہتے ہیں۔ چونے کے پتھر کی ایک دلکش صورت سنگ مرمر بھی ہے۔ اس کا اعلیٰ سے اعلیٰ قسم کا پالش کیا جاسکتا ہے اور اسی سے قدیم رومیوں اور یونانیوں نے بھی خوبصورت محلات تعمیر کئے تھے۔ اس کی ایک اور صورت بھی ہے جو بھربھری ہوتی ہے اور اسے چاک کہا جاتا ہے۔

چونے کے پتھر کا کیمیائی نام کیلشیم کاربونیٹ ہے اور جیسا کہ اس کے نام سے ظاہر ہے اس میں ایک ایسا عنصر بھی پایا جاتا ہے جس کا ذکر ابھی تک نہیں کیا گیا۔ یہ عنصر کیلشیم ہے۔ دوری جدول میں اس کا نمبر 20 ہے۔ یہ چاندی کی طرح سفید اور بہت

تیز عامل دھات ہے۔ لیکن پھر بھی قلوی (الکلی) دھاتوں جتنی تیز عامل دھات نہیں۔ یہ پانی کے ساتھ عمل کر کے ہائیڈروجن خارج کرتی ہے۔ لیکن یہ عمل سوڈیم اور پوٹاشیم کی نسبت سست رفتار ہوتا ہے۔ ہوا کی آکسیجن اور نائٹروجن کے ساتھ تیزی سے عمل کر کے یہ دھات ڈھکی پڑ جاتی ہے۔ کیلشیم کو عنصر کی حیثیت سے پہلی دفعہ ڈیوی نے سی 1858ء میں حاصل کیا تھا۔ اس کے حصول کے لیے بھی اس نے سوڈیم اور پوٹاشیم کے حصول والے برقی طریقے ہی کو اپنایا تھا۔

کیلشیم کاربونیٹ کے مالیکیول میں کیلشیم اور کاربن کا ایک ایک اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔ کئی ایک جاندار ایک حفاظتی خول کے طور پر کیلشیم کاربونیٹ پیدا کرتے ہیں۔ چنانچہ انڈوں کے خول اور اسی طرح گھونگوں اور سیپیوں کے خول بھی کیلشیم کاربونیٹ سے بنے ہوئے ہوتے ہیں۔ جب کبھی بھی ریت کی طرح کا کوئی ذرہ کسی ریگ صدف کے اندر داخل ہوتا ہے تو صدف اس کے اردگرد کیلشیم کاربونیٹ ڈال کر ایک گول اور شفاف و چمکدار موتی بنا دیتا ہے۔ موزوں تراش خراش والے موتی بہت ہی قیمتی ہوتے ہیں۔ حالانکہ یہ کیلشیم کاربونیٹ سے بنے ہوتے ہیں اور اسی کیلشیم کاربونیٹ سے جس سے انڈوں کے خول بنے ہوتے ہیں۔

کیلشیم کاربونیٹ بھی سوڈیم کاربونیٹ ہی کی طرح تیزاب کے ساتھ عمل کر کے کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس خارج کرتا ہے۔ مگر اس عمل کی رفتار سست ہوتی ہے۔ کیونکہ کیلشیم کاربونیٹ پانی میں حل پذیر نہیں جبکہ سوڈیم کاربونیٹ پانی میں حل پذیر ہے۔ (وہ اشیا جو حل پذیر ہوں، حاصل پذیر اشیا کی نسبت ہر قسم کے تعاملات میں تیزی سے حصہ لیتی ہیں)۔

اگر کسی موتی کو تیزابی محلول مثلاً سرکے میں ڈالا جائے تو یہ تیزاب کے ساتھ ہمسہ ہمسہ عمل کر کے ٹوٹ پھوٹ جائے گا۔ نقلی اور اصلی موتی میں تمیز کرنے کے لیے یہ ایک ٹیسٹ ہے۔

سمندری مخلوق میں جانوروں کی ایک قسم مرجان (Corals) کہلاتی ہے جو مختلف شکلوں میں کیلشیم کاربونیٹ کا ڈھانچہ بناتے ہیں۔ ان میں سے بعض بہت ہی خوبصورت اور

دلکش ہوتے ہیں۔ یہ گرم اور کم گہرے سمندروں میں رہتے ہیں اور جنوبی بحرالکاہل میں پائی جانے والی مرجانی چٹانیں دراصل انہی جانوروں کے جمع شدہ ڈھانچے ہیں۔

کچھ خردبینی جانداروں کے ڈھانچے بھی کیلشیم کاربونیٹ سے بنتے ہیں اور ان جانداروں کے کھربہا ڈھانچوں کے اکٹھے ہونے سے کیلشیم کاربونیٹ کے بڑے بڑے پہاڑ بن سکتے ہیں۔ انگلینڈ میں ڈوور (Dover) کے ساحل پر چاک کی چٹانیں انہی جانوروں کے ڈھانچوں سے بنی ہیں۔ یہ بھی ممکن ہے کہ زمین پر کیلشیم کاربونیٹ کے تمام ذخائر ہر قسم کے چھوٹے چھوٹے جانوروں کے ڈھانچوں کے باقیات ہوں۔ کیونکہ زمین میں کیلشیم کاربونیٹ کی بھی خاصی مقدار موجود ہے، یعنی قشر ارض میں پائے جانے والے تین فیصد کیلشیم کے مرکبات ہیں۔

زیر زمین کیلشیم کاربونیٹ کے ذخائر بارش سے بھی آہستہ آہستہ متاثر ہوتے ہیں۔ جب بارش کا پانی زمین کی سطح سے رس رس کر اندر بیٹھتا ہے تو چونکہ اس میں ہوا میں موجود کاربن ڈائی آکسائیڈ حل ہوئی ہوتی ہے، اس لیے یہ کیلشیم کاربونیٹ کے مالیکیول کو تبدیل کرتا ہے۔ یہ کیلشیم کاربونیٹ پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ سے تعامل حاصل کر کے کیلشیم بائی کاربونیٹ بنا لیتا ہے، جو کہ پانی میں کیلشیم کاربونیٹ کی نسبت زیادہ حل پذیر ہے۔

پھر آہستہ آہستہ کیلشیم بائی کاربونیٹ بارش کے مزید پانی میں حل ہو کر بہہ جاتا ہے اور زیر زمین بڑے بڑے غار پیدا ہو جاتے ہیں۔ اکثر اوقات ان غاروں میں چونے سے بڑی ہی خوبصورت اور پراسرار شکلیں بن جاتی ہیں۔ یہ شکلیں دراصل اس کیلشیم بائی کاربونیٹ کے اکٹھا ہو کر جمنے سے بنتی ہیں، جو محلول کی حالت میں غاروں کی چھت سے ٹپکتا ہے۔ پھر ان غاروں کے فرش پر جب اس محلول میں سے پانی، بخارات بن کر اڑ جاتا ہے اور کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس کی صورت میں علیحدہ ہو جاتی ہے تو کیلشیم کاربونیٹ باقی بچ جاتا ہے۔ ان غاروں کی چھتوں سے لٹکی ہوئی چونے کے پتھروں کی قلموں کو "رسوب نما تعلقی" (Stalactites) کہا جاتا ہے، جبکہ فرش سے اوپر کو بنے ہوئے ستون کو رسوب نما فرشی (Stalagmites) کہتے ہیں۔

اگر کیلشیم کاربونیٹ کو زیادہ گرم کیا جائے تو کاربن کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم اس سے نکل جاتے ہیں۔ یہ تینوں ایٹم آپس میں مل کر کاربن ڈائی آکسائیڈ کا ایک مالیکیول بناتے ہیں۔ اب جو کچھ باقی رہ جاتا ہے اسے کیلشیم آکسائیڈ کہتے ہیں۔ اس کے مالیکیول میں کیلشیم کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔

کیلشیم آکسائیڈ کو بجھا چونا بھی کہتے ہیں۔ کیونکہ اگر اس پر پانی ڈالا جائے تو یہ ملتے ہوئے کوئلوں کی طرح بجھتا ہے اور بہت تیزی کے ساتھ پانی جذب کرکے خاصی زیادہ حرارت بھی پیدا کرتا ہے۔ بلکہ جب اس پر پانی ڈالا جاتا ہے تو اس سے اتنی حرارت نکلتی ہے کہ اگر اس کو اکٹھا کیا جائے تو لکڑیوں کو آسانی سے آگ لگائی جاسکتی ہے۔ پانی کو سوڈیم یا پوٹاشیم کے ساتھ ملا کر بھی آگ پیدا کی جاسکتی ہے اور اب پانی کے ذریعے آگ پیدا کرنے کا ایک دوسرا طریقہ چونے کو پانی میں بجھانا ہے۔

کیلشیم آکسائیڈ کی تیاری اور اس کی نقل و عمل سے متعلق لوگ پانی کے بے اس کے اشتیاق کو دیکھ کر حیران ہوتے تھے اور ان کو بالکل ایسے لگتا تھا کہ جیسے کسی آدمی کو سخت پیاس نے پریشان کر رکھا ہو۔ اس لیے انہوں نے چونے پر پانی ڈالنے کے اس عمل کو "پیاس بجھانے" کا نام دیا۔ جیسے کسی پیاسے بچی کو پانی پلا کر اس کی پیاس بجھائی جاتی ہے۔ اسی وجہ سے کیلشیم آکسائیڈ کو بجھا چونا کہا جاتا ہے۔

کیلشیم آکسائیڈ کو بعض اوقات صرف چونا بھی کہا جاتا ہے۔ کیونکہ کیلشیم کا لفظ "Calx" سے اخذ کیا گیا ہے اور اس کے معنی "چونا" ہے۔

کیلشیم آکسائیڈ بالکل اسی قسم کی شے ہے جسے "عناصر اربعہ" کے دعوی پر پرانے زمانے کے کیمیادان "مٹی" کہا کرتے تھے۔ یہ دراصل بہت زیادہ نقطۂ جوش رکھنے والے آکسائیڈز ہیں۔ اس کی دیگر مثالیں ربو میشیم آکسائیڈ، آئرن آکسائیڈ اور سیلیکان ڈائی آکسائیڈ ہیں۔ جب کیلشیم آکسائیڈ پانی کے ساتھ عمل کرتا ہے تو کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ بنتا ہے جسے عام طور پر بجھا ہوا چونا کہا جاتا ہے۔ کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک اساس ہے جو کیلشیم آکسائیڈ کے پانی میں حل ہونے سے بنتی ہے اور جو شے پانی میں حل ہو کر اساس بنائے

اسے قلوی مٹی شے کہا جاتا ہے۔ اس لیے کیلشیم آکسائیڈ قلوی مٹی شے ہے اور اسی وجہ سے کیلشیم اور اس طرح کے دیگر عناصر قلوی مٹی دھاتیں کہلاتی ہیں۔

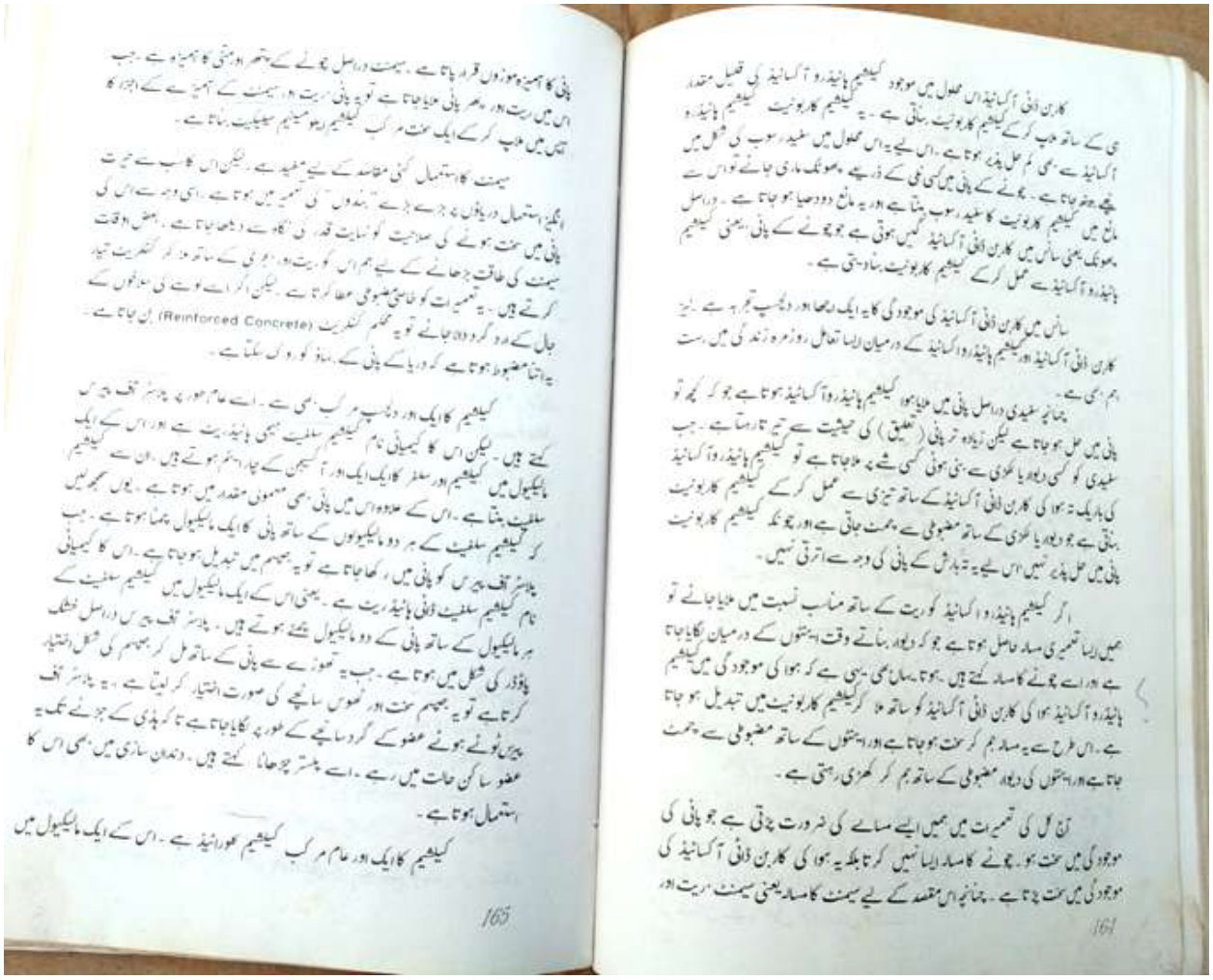
کیلشیم آکسائیڈ بہت زیادہ درجہ حرارت یعنی 2500 ڈگری سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ اگر کیلشیم آکسائیڈ کے نزدیک کوئی شعلہ بھی چلا جائے تو یہ پگھلتا نہیں۔ البتہ اگر شعلہ بہت ہی زیادہ گرم ہو تو یہ بہت ہی زیادہ سفید روشنی کے ساتھ بھڑک اٹھتا ہے۔ اس قسم کی روشنی بعض اوقات (برقی روشنی کے زمانہ سے پہلے) تھیٹروں کے اسٹیج کو روشن کرنے کے لیے استعمال کی جاتی تھی۔

بعض حالات میں کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ سوڈیم یا پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی نسبت زیادہ طاقتور اساس ثابت ہوتا ہے۔ دس گرام کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ اتنی ہی مقدار میں سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی نسبت 10 فیصد زیادہ تیزاب کی تعدیل کرتا ہے۔ جبکہ اتنے ہی پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی نسبت 50 فیصد زیادہ تیزاب کی تعدیل کرتا ہے۔ اس کی وضاحت حل پذیری کے اصول کے مطابق کی جاسکتی ہے۔

یہ تو معلوم ہے کہ بعض اشیاء پانی میں حل ہوتی ہیں۔ جیسے شوربے میں جو نمک ڈالا جاتا ہے وہ اس میں بتدریج حل ہو جاتا ہے۔ اسی طرح کافی میں چینی حل ہو جاتی ہے۔ دوسری اشیاء جیسے ریت، شیشہ اور کیلشیم کاربونیٹ پانی میں حل نہیں ہوتے۔

سوڈیم اور پوٹاشیم کے ہائیڈرو آکسائیڈز پانی میں بہت حل پذیر ہیں۔ ایک لٹر پانی میں 400 گرام یا اس سے کچھ زیادہ سوڈیم ہائیڈرو آکسائیڈ اور کم از کم 800 گرام پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈ حل ہوتا ہے۔ ایسے محلول جن میں اتنا زیادہ اساس حل ہو طاقتور اساسی محلول کہلاتے ہیں۔

کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ پانی میں اتنا زیادہ حل نہیں ہوتا۔ ایک لٹر پانی میں اس کی صرف 50 یا 60 گرام مقدار حل ہوتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کا محلول، جسے عام طور پر "چونے کا پانی" کہا جاتا ہے ایک کمزور اساس ہے۔ کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ اگرچہ بذات خود ایک طاقتور اساس ہے مگر محلول میں چونکہ اس کی مقدار بہت کم ہوتی ہے اس لیے یہ محلول کمزور اساس ہوتا ہے۔



کاربن ڈائی آکسائیڈ اس محلول میں موجود کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کی قلیل مقدار
ی کے ساتھ ملاپ کر کے کیلشیم کاربونیٹ بناتی ہے۔ یہ کیلشیم کاربونیٹ کیلشیم ہائیڈرو
آکسائیڈ سے بھی کم حل پذیر ہوتا ہے۔ اس لیے یہ اس محلول میں سفید رسوب کی شکل میں
نیچے بیٹھ جاتا ہے۔ چونے کے پانی میں کسی نلی کے ذریعے پھونک ماری جائے تو اس سے
ملتا ہے۔ دراصل
ملتا ہے اور یہ مانع دودھیا ہو جاتا ہے۔
مانع میں کیلشیم کاربونیٹ کا سفید رسوب بنتا ہے
پھونک یعنی سانس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ گیس ہوتی ہے جو چونے کے پانی یعنی کیلشیم
ہائیڈرو آکسائیڈ سے عمل کر کے کیلشیم کاربونیٹ بنا دیتی ہے۔

سانس میں کاربن ڈائی آکسائیڈ کی موجودگی کا یہ ایک سادہ اور دلچسپ تجربہ ہے۔ نیز
کاربن ڈائی آکسائیڈ اور کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کے درمیان ایسا تعامل روزمرہ زندگی میں بہت
اہم بھی ہے۔

چنانچہ سفیدی دراصل پانی میں ملایا ہوا کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ ہوتا ہے جو کہ کچھ تو
پانی میں حل ہو جاتا ہے لیکن زیادہ تر پانی (تعلیق) کی حیثیت سے تیرتا رہتا ہے۔ جب
سفیدی کو کسی دیوار یا لکڑی سے بنی ہوئی کسی شے پر لگایا جاتا ہے تو کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ
کی باریک تہ ہوا کی کاربن ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ تیزی سے عمل کر کے کیلشیم کاربونیٹ
بناتی ہے جو دیوار یا لکڑی کے ساتھ مضبوطی سے جم جاتی ہے اور چونکہ کیلشیم کاربونیٹ
پانی میں حل پذیر نہیں اس لیے یہ تہ بارش کے پانی کی وجہ سے اترتی نہیں۔

اگر کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو ریت کے ساتھ مناسب نسبت میں ملایا جائے تو
ہمیں ایسا تعمیری مسالہ حاصل ہوتا ہے جو کہ دیوار بناتے وقت اینٹوں کے درمیان لگایا جاتا
ہے اور اسے چونے کا مسالہ کہتے ہیں۔ ہوتا یہاں بھی یہی ہے کہ ہوا کی موجودگی میں کیلشیم
ہائیڈرو آکسائیڈ ہوا کی کاربن ڈائی آکسائیڈ کو ساتھ ملا کر کیلشیم کاربونیٹ میں تبدیل ہو جاتا
ہے۔ اس طرح سے یہ مسالہ جم کر سخت ہو جاتا ہے اور اینٹوں کے ساتھ مضبوطی سے جم
جاتا ہے اور اینٹوں کی دیوار مضبوطی کے ساتھ جم کر کھڑی رہتی ہے۔

آج کل کی تعمیرات میں ہمیں ایسے مسالے کی ضرورت پڑتی ہے جو پانی کی
موجودگی میں سخت ہو۔ چونے کا مسالہ ایسا نہیں کرتا بلکہ یہ ہوا کی کاربن ڈائی آکسائیڈ کی
موجودگی میں سخت پڑتا ہے۔ چنانچہ اس مقصد کے لیے سیمنٹ کا مسالہ یعنی سیمنٹ ریت اور

پانی کا ہمیشہ موزوں قرار پاتا ہے۔ سیمنٹ دراصل چونے کے پتھر اور مٹی کا ہمیاہ ہے۔ جب
اس میں ریت اور پھر پانی ملایا جاتا ہے تو یہ پانی، ریت اور سیمنٹ کے اجزاء کا
آپس میں ملاپ کر کے ایک سخت مرکب کیلشیم ایلومینیم سیلیکیٹ بناتا ہے۔

سیمنٹ کا استعمال کئی مقاصد کے لیے مفید ہے۔ لیکن اس کا سب سے زیادہ
انگیز استعمال دریاؤں پر بڑے بڑے "بندوں" کی تعمیر میں ہوتا ہے۔ اسی وجہ سے اس کی
پانی میں سخت ہونے کی صلاحیت کو نہایت قدر کی نگاہ سے دیکھا جاتا ہے۔ بعض اوقات
سیمنٹ کی طاقت بڑھانے کے لیے ہم اس کو ریت اور بجری کے ساتھ ملا کر کنکریٹ تیار
کرتے ہیں۔ یہ تعمیرات کو خاصی مضبوطی عطا کرتا ہے۔ لیکن اگر اسے لوہے کی سلاخوں کے
جال کے ارد گرد ڈھالا جائے تو یہ محکم کنکریٹ (Reinforced Concrete) بن جاتا ہے۔
یہ اتنا مضبوط ہوتا ہے کہ دریا کے پانی کے بہاؤ کو روک سکتا ہے۔

کیلشیم کا ایک اور دلچسپ مرکب بھی ہے۔ اسے عام طور پر پلاسٹر آف پیرس
کہتے ہیں۔ لیکن اس کا کیمیائی نام کیلشیم سلفیٹ ہیمی ہائیڈریٹ ہے اور اس کے ایک
مالیکیول میں کیلشیم اور سلفر کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔ ان سے کیلشیم
سلفیٹ بنتا ہے۔ اس کے علاوہ اس میں پانی بھی معمولی مقدار میں ہوتا ہے۔ یوں سمجھ لیں
کہ کیلشیم سلفیٹ کے ہر دو مالیکیولوں کے ساتھ پانی کا ایک مالیکیول جمتا ہوتا ہے۔ جب
پلاسٹر آف پیرس کو پانی میں رکھا جاتا ہے تو یہ جپسم میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس کا کیمیائی
نام کیلشیم سلفیٹ ڈائی ہائیڈریٹ ہے۔ یعنی اس کے ایک مالیکیول میں کیلشیم سلفیٹ کے
ہر مالیکیول کے ساتھ پانی کے دو مالیکیول جمے ہوتے ہیں۔ پلاسٹر آف پیرس دراصل خشک
پاؤڈر کی شکل میں ہوتا ہے۔ جب یہ تھوڑے سے پانی کے ساتھ مل کر جپسم کی شکل اختیار
کرتا ہے تو یہ بھربھرا سخت اور ٹھوس سانچے کی صورت اختیار کر لیتا ہے۔ یہ پلاسٹر آف
پیرس ٹوٹے ہوئے عضو کے گرد سانچے کے طور پر لگایا جاتا ہے تاکہ ہڈی کے جڑنے تک یہ
عضو ساکن حالت میں رہے۔ اسے پلستر چڑھانا کہتے ہیں۔ دندان سازی میں بھی اس کا
استعمال ہوتا ہے۔

کیلشیم کا ایک اور عام مرکب کیلشیم آکسائیڈ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں

کیلشیم کا ایک اور عام مرکبات ہے۔ یہ ہوا سے پانی کے مالیکیول جذب کرتا ہے۔ اسی لیے صنعتی طور پر اسے رطوبت کو خشک کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ کیلشیم کلورائیڈ کم درجہ حرارت پر بہت زیادہ حل ہونے کی وجہ سے ریفریجریشن میں بھی کام آتا ہے۔

کیلشیم کے دیگر مرکبات یہ ہیں: شیشہ، ہڈیوں کا چونا یعنی کیلشیم یا نیٹو کلورائیڈ، فاسفیٹ یعنی کیلشیم فلورائیڈ۔ شیشہ بھی دراصل کیمیائی طور پر کیلشیم اور سوڈیم کے سلیکیٹ کے آمیزے سے بنتا ہے۔ سوڈیم سلیکیٹ کو بعض اوقات واٹر گلاس کہتے ہیں کیونکہ یہ پانی میں حل پذیر ہے۔ جبکہ کیلشیم سلیکیٹ اور سوڈیم سلیکیٹ کا آمیزہ (یعنی شیشہ) پانی میں ناحل پذیر ہے۔ عام شیشہ بنانے کے لیے ریت، سوڈا اور چونے کے پتھر کو 1300 درجے سینٹی گریڈ تک گرم کر کے تیار کیا جاتا ہے۔ اس درجہ حرارت پر تمام چیزیں پگھل کر یکجا ہو جاتی ہیں اور ریت سے سلیکیٹ، سوڈے سے سوڈیم اور چونے کے پتھر سے کیلشیم نکل کر شیشے کی تیاری میں اپنا حصہ ڈالتے ہیں۔ جب سوڈے کی جگہ پوٹاش استعمال کیا جائے تو حاصل ہونے والے شیشے کو پوٹاش شیشہ کہتے ہیں۔ یہ سوڈا گلاس سے نسبتاً زیادہ سخت ہوتا ہے اور اس کا نقطہ جوش بھی اس سے زیادہ ہوتا ہے۔

عام شیشے کی سطح کچھ زیادہ ہموار نہیں ہوتی بلکہ اس میں مختلف لہریں اور شکنیں پائی جاتی ہیں۔ اس قسم کے شیشوں سے پار نظر آنے والی اشیاء بگڑی ہوئی نظر آتی ہیں۔ اگر ایسے شیشے کی سطح کو رگڑ کر ہموار بنایا جائے تو عمدہ شیشہ (Plate glass) حاصل ہوتا ہے۔ اس قسم کے شیشے میں شکل بگڑی ہوئی نظر نہیں آتی۔

اگر شیشے کی دو تہوں کو کسی شفاف پلاسٹک کی باریک پرت کے ذریعے آپس میں جوڑا جائے تو ایسا شیشہ ٹوٹنے پر بکھرتا نہیں۔ یہ شیشہ جب بھی ٹوٹتا ہے تو اس کے ٹکڑے دور دور جا کر نہیں گرتے بلکہ یہ اس پلاسٹک کے ساتھ چپکے رہتے ہیں۔ اسی قسم کا حفاظتی شیشہ موٹر گاڑیوں میں استعمال ہوتا ہے تاکہ حادثہ کی صورت میں شیشے کے ٹکڑوں کے اڑنے سے پیش آنے والے خطرے کو کم سے کم کیا جا سکے۔

مٹی، اینٹ یا کسی اور زیادہ تر نقطہ پگھلاؤ والی چیز سے بنے ہوئے برتن کے اوپر

اگر شیشے کی بہت پتلی تہ چڑھا دی جائے تو یہ برتن روغنی بن جاتا ہے۔ اس طرح کے روغن کی تیاری میں بعض ایسے مرکبات بھی استعمال کیے جا سکتے ہیں جن سے یہ شفاف ہونے کی بجائے سفید اور غیر شفاف ہو جاتا ہے۔ اس قسم کے غیر شفاف روغن کو اینمل کہا جاتا ہے۔ گھروں میں استعمال ہونے والے بعض برتن لوہے یا کسی اور دھات سے بنے ہوتے ہیں اور ان پر اینمل کی ایک تہ چڑھی ہوتی ہے۔ دھات کی وجہ سے یہ برتن مضبوط ہوتے ہیں اور اینمل کی تہ انہیں ہوا اور پانی کے مضر اثرات سے محفوظ رکھتی ہے۔ دودھ سے یہ برتن ہموار و دلکش بھی ہوتے ہیں۔ انہیں ہم چینی کے برتن کہا جاتا ہے۔ لیکن آج کل ان کی جگہ جانے میدانوں وغیرہ کے تابیلی ریشے سے بنائے گئے برتن زیادہ مفید خیال کیے جاتے ہیں۔

شیشے کو مزید خوبصورت بھی بنایا جاتا ہے۔ اس مقصد کے لیے اس میں مختلف رنگ ملائے جاتے ہیں۔ اس قسم کے مختلف رنگوں سے رنگے گئے شیشے کے ہموار ٹکڑوں کو جوڑ کر خوبصورت اشیاء تیار کی جا سکتی ہیں جو فن شیشہ کاری کے بہترین نمونے تصور ہوتے ہیں۔

شیشے کی تیاری کی طرح کیلشیم کے مرکبات جاندداروں کے لیے بھی بہت اہم ہوتے ہیں۔ کئی ایک کھادوں میں بھی کیلشیم کے مرکبات موجود ہوتے ہیں۔ سپر فاسفیٹ ایک ایسی ہی کھاد ہے۔ یہ دراصل کیلشیم فاسفیٹ اور کیلشیم سلفیٹ کا آمیزہ ہے۔ اسی طرح کیلشیم نائٹریٹ اور کیلشیم آکسائیڈ کا آمیزہ بھی ایک اہم کھاد ہے۔

سب سے زیادہ اہم بات یہ ہے کہ کیلشیم ہڈیوں کا ایک نہایت ہی اہم جزو ہے۔ یہ بھی درست ہے کہ ہڈیاں فاسفیٹ پر مشتمل ہوتی ہیں۔ دراصل ہڈیاں کیلشیم فاسفیٹ کے پیچیدہ مالیکیولوں سے بنی ہوئی ہوتی ہیں۔ ان کے ساتھ معمولی مقدار میں کیلشیم کاربونیٹ بھی شامل ہوتا ہے۔ ایک عام بالغ مرد کی ہڈیاں میں تقریباً ایک کلو گرام کیلشیم اور تقریباً 425 گرام فاسفورس ہوتی ہے۔ فاسفورس انسانی جسم کے نرم خلیوں میں بھی پائی جاتی ہے، جبکہ کیلشیم صرف ہڈیوں میں ہی موجود ہوتا ہے۔ اس لیے کیلشیم ہی کا یہ حق ہے کہ اسے "ہڈیوں کے عنصر" کے نام سے پکارا جائے۔

اب تک کی بحث سے یہی معلوم ہوا کہ کیلشیم ہر لحاظ سے مفید ثابت ہوتا ہے

اور اس کا کوئی بھی ضرر رساں ہمونہیں ہوتا۔ لیکن یہ درست نہیں۔ بعض اوقات ہی کیلشیم خانہ دار خاتون کو بہت ہی تنگ کرتا ہے۔ مختلف ساتوں اور قسموں میں ٹکوں اور کنوؤں سے جو پانی حاصل ہوتا ہے۔ بعض اوقات اس میں صابن خوب جھاگ پیدا کرتا ہے۔ دراصل اس قسم کے پانی میں بہت کم گھلنے مادہ حل ہوا ہوتا ہے۔ پہاڑوں پر موجود پانی کے ذخائر سے حاصل کردہ پانی بھی اس قسم کا ہوتا ہے۔ کیونکہ یہ زیادہ تر بارشوں کی وجہ سے رواں جمع ہوا ہوتا ہے۔ اس قسم کے پانی کو ہلکا پانی کہتے ہیں۔ لاہور اور سیالکوٹ کا پانی ہلکا ہے۔

دریاؤں اور جھیلوں سے حاصل کردہ پانی چونکہ کچھ دیر تک مٹی کے ساتھ مسلسل رہتا ہے اس لیے اکثر اوقات اس میں معمولی مقدار میں کیلشیم کے مرکبات بھی شامل ہو جاتے ہیں۔ جب اس قسم کے پانی میں صابن ملایا جاتا ہے تو صابن کے مالیکیول کیلشیم کے مرکبات کے ساتھ جذب کر کے کیلشیم کا صابن بنا دیتے ہیں۔ یہ صابن جھاگ پیدا نہیں کرتا۔ یہ چپچپا اور ناحل پذیر ہوتا ہے اور کپڑوں اور واش بیسن کی تہ میں جم جاتا ہے جس کی وجہ سے اسے دھونا اتنا آسان نہیں ہوتا۔ اس طرح اس پانی سے کپڑے اور دیگر اشیا صاف ہونے کی بجائے مزید گندی ہو جاتی ہیں۔ غسل کرنے کے بعد ہاتھ ٹب میں بچے ہوئے صابن کے ساتھ عام طور پر کیلشیم کے صابن کے جمع ہونے سے بنتے ہیں۔ اس قسم کے پانی کو بھاری پانی کہتے ہیں۔ ملتان اور اس کے گرد و نواح کے اضلاع کا پانی بھاری ہے۔

خوش قسمتی کی بات یہ ہے کہ بھاری پانی کو ہلکا بنایا جاسکتا ہے۔ اگر کیلشیم کے مرکبات میں سے صرف کیلشیم بائی کاربونیٹ پانی میں موجود ہو تو ایسا پانی ابالنے سے ہلکا ہو جاتا ہے۔ دراصل ابالنے سے اس میں حل پذیر کیلشیم بائی کاربونیٹ ناحل پذیر کیلشیم کاربونیٹ میں تبدیل ہوتا ہے جو کہ تہ میں بیٹھ جاتا ہے۔ یوں کیلشیم کاربونیٹ سے چھٹکارا حاصل کرنے کے بعد جھاگ پیدا کرنے میں اور کوئی شے حائل نہیں ہوا کرتی۔ اس قسم کا بھاری پانی جسے ابال کر ہلکا بنایا جاسکتا ہو عارضی بھاری پانی کہلاتا ہے۔

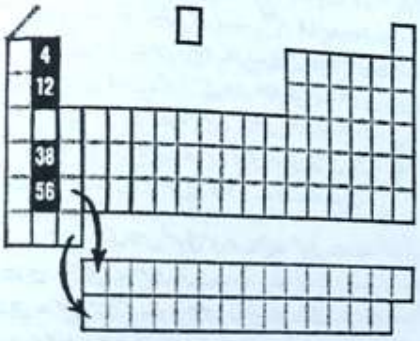
لیکن جب پانی میں بھاری پن کے ذمہ دار کیلشیم سلفیٹ یا کیلشیم کلورائیڈ ہوں تو ابالنے سے یہ پانی ہلکا نہیں ہوتا۔ کیونکہ پانی ابالنے سے ان نمکیات کو کوئی فرق نہیں پڑتا۔ اس قسم کا پانی مستقل بھاری پانی کہلاتا ہے۔

اگر مستقل بھاری پانی میں سوڈیم کاربونیٹ ملا دیا جائے تو یہ کیلشیم سلفیٹ یا کیلشیم کلورائیڈ کے ساتھ کیمیائی عمل کر کے کیلشیم کاربونیٹ بناتا ہے۔ یہ کیلشیم کاربونیٹ تہ نشین ہو کر بے ضرر بن جاتا ہے۔ اب پانی میں سوڈیم سلفیٹ یا سوڈیم کلورائیڈ باقی رہ جاتا ہے جس کا صابن پر بُرا اثر نہیں ہوتا۔ سوڈیم کاربونیٹ چونکہ پانی کے بھاری پن کو ختم کرتا ہے اس لیے اسے عام طور پر "دھونی سوڈا" کہا جاتا ہے۔ اس کے علاوہ دوسرے کیمیکلز مثلاً سوڈیم فاسفیٹ اور بوریکس کو بھی بھاری پانی میں شامل کر کے کیلشیم سے چھٹکارا حاصل کیا جاسکتا ہے۔ یہ بھی پانی کو ہلکا کرنے والے مادے ہیں۔

ہر پانی کو ایک خاص قسم کی مٹی جو زیولائیٹ کہلاتی ہے، سے گزار کر بھی ہلکا بنا سکتے ہیں۔ کیلشیم کے ایٹم اس مٹی میں سے گزرتے وقت زیولائیٹ کے ساتھ ملاپ کر لیتے ہیں اور محلول میں کیلشیم کے ان ایٹموں کی جگہ زیولائیٹ میں سے سوڈیم کے ایٹم لے لیتے ہیں جو نقصان دہ ثابت نہیں ہوتے۔

کیمیا دانوں نے ایسے پیچیدہ کیمیائی مرکبات بھی بنائے ہیں جو یہ کام زیولائیٹ سے بھی بہتر طور پر سر انجام دیتے ہیں۔ انہیں آئن ایکسچینج رال کہتے ہیں۔ ہم ایسے آئن ایکسچینج رال بھی تیار کر سکتے ہیں جو پانی میں حل شدہ تقریباً تمام اشیاء بشمول سوڈیم کلورائیڈ کو جذب کر سکتے ہیں۔ اس طریقے پر سمندری پانی کو بھی پینے کے قابل بنایا جاسکتا ہے۔

پانی کے بھاری پن کے مسئلے سے نمٹنے کا ایک اور طریقہ بھی ہے۔ وہ یہ کہ ایسے مرکبات تیار کئے جائیں جو بظاہر تو صابن کا کام دیں، مگر کیلشیم کے ساتھ ناحل پذیر مرکبات نہ بنائیں۔ اس قسم کے مادوں کو غیر صابونی مصنفی کہتے ہیں اور اب مختلف ناموں سے مارکیٹ میں دستیاب ہیں۔ چنانچہ پانی کا بھاری پن خانہ دار خواتین کے لیے اب کوئی مسئلہ نہیں رہا۔



میگنیشیم ـــــــ آتش انگیز عنصر

دوری جدول میں کیلشیم کے عین اوپر میگنیشیم واقع ہے۔ ترتیب کے لحاظ سے یہ دوری جدول کا بارھواں عنصر ہے۔ یہ کئی ایک خصوصیات میں کیلشیم سے مشابہت رکھتا ہے اور تقریباً کیلشیم جتنا ہی تیز عامل بھی ہے۔ میگنیشیم ایک دھات ہے جسے پہلی دفعہ ڈیوی نے برقی طریقہ کے ذریعے 1808ء میں حاصل کیا تھا۔

تاہم یہ دھات کھلی ہوا میں سوڈیم، پوٹاشیم، کیلشیم اور لوہے کی طرح، بہت زیادہ دھندلی نہیں پڑتی۔ بلکہ ایلومینیم کی طرح اس کی چمک آہستہ آہستہ ختم ہوتی ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ اس پر جلد ہی میگنیشیم آکسائیڈ کی ایک شفاف تہ چڑھ جاتی ہے۔ یہ میگنیشیم آکسائیڈ اتنا غیر عامل ہوتا ہے کہ اس کی وجہ سے میگنیشیم کے ایک تیز عامل ہونے کے باوجود اسے جہازوں کی تیاری میں استعمال کیا جاتا ہے۔ میگنیشیم ایلومینیم سے بھی زیادہ تیز عامل ہے۔ بلکہ یہ ان تمام دھاتوں میں سب سے زیادہ عامل ہے جو خالص یا قدرے خالص حالت میں مختلف معلومات کی تیاری میں استعمال کی جاتی ہیں۔

تاہم میگنیشیم کا استعمال اس کی استعداد سے زیادہ نہیں ہونا چاہیے۔ اس صورت میں میگنیشیم آکسائیڈ کی تہ بھی اس کی حفاظت نہیں کر پاتی ہے۔ اگر میگنیشیم ہوا میں زیادہ گرم ہو جائے تو یہ شدید شعلے سے بھڑک اٹھتا ہے اور اتنی زیادہ چمک پیدا کرتا ہے کہ آنکھیں چندھیا جاتی ہیں۔ اچانک رگڑ سے بھی اسے آگ لگ سکتی ہے۔ میگنیشیم تیار کرنے والی فیکٹریوں کو اس قسم کی خوفناک آگ کی تباہی سے بچنے کا بندوبست کرنا چاہیے۔

میگنیشیم کی آنکھیں چندھیا دینے والی اس چمک کے کچھ فوائد بھی ہیں۔ پہلے پہل جب سورج کی روشنی کے بغیر فوٹو گرافی ہوتی تھی تو زیادہ حساس فلموں کے لیے کسی دوسری قسم کی شدید روشنی درکار ہوتی تھی۔ چونکہ میگنیشیم کی روشنی کافی شدید ہوتی ہے، چنانچہ تب بھی اسے فوٹو گرافی کے لیے اکثر استعمال کیا جاتا ہے۔ شروع میں فوٹو گرافر ایک بھوبے سے کھلے برتن میں میگنیشیم کا کچھ سفوف اور گرم کرنے پر آکسیجن خارج کرنے والا کوئی مرکب ڈال دیتے تھے اور مقررہ وقت پر انہیں گرم کیا کرتے تھے۔ اس کا یوں استعمال بہت ہی بے ڈھنگا اور پر خطر ہوتا تھا۔ آج کل فلیش بلب استعمال کئے جاتے ہیں۔ اس میں میگنیشیم (ریبو مینیم بھی استعمال ہو سکتا ہے) کے باریک تاروں کا ایک جال سا بنا ہوتا ہے جس کے ارد گرد آکسیجن ہوتی ہے۔ کیمرے کی بٹن دبتے ہی اس کا شٹر دبایا جائے تو بجلی کی معمولی سی مقدار میگنیشیم کو تپا کر اسی وقت چمک پیدا کرنے کے قابل بناتی ہے (ظاہر ہے کہ اس قسم کے فلیش بلب کو ایک دفعہ ہی کام میں لایا جا سکتا ہے)۔

میگنیشیم کی آگ کو بجلی مقاصد کے لیے بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ آگ کے وہ شعلے جو رات کے وقت سگنل کے طور پر یا زمین کو روشن کرنے کے لیے ہوائی جہاز پھینکتے ہیں، دراصل میگنیشیم کے جلنے سے ہی پیدا ہوتے ہیں۔ زمین کو روشن کرنے کا مقصد بم پھینکنے کے لیے راستہ دیکھنا ہوتا ہے۔

آگ لگانے والے بم اس سے بھی زیادہ تباہ کن ثابت ہوتے ہیں۔ یہ دراصل ایسے گچھے ہیں جو نشانے پر لگتے ہی میگنیشیم کی ایک بھی خاصی مقدار کو آگ لگا دیتے ہیں۔

پھر اس سے اتنی حرارت پیدا ہوتی ہے کہ تیزی سے جلتی ہوئی عمارات میں موجود آگ بجھانے والی کسی بھی شے کو ناکافی آگ لگ جاتی ہے۔ مزید یہ کہ میگنیشیم کی آگ کو تنہا بجھانے سے روکنا بھی بہت مشکل ہوتا ہے۔ کیونکہ یہ اتنی عامل دھات ہے کہ کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی سے بھی آکسیجن بالعین کر ان سے علاپ کر لیتی ہے اور ہوا کی نائٹروجن سے بھی تعامل کر لیتی ہے۔ ثابت ہوا کہ نائٹروجن، ہوا اور پانی جیسی بے عمل اشیا بھی میگنیشیم کی آگ بجھانے میں کار گر ثابت نہیں ہوتیں۔ تاہم یہ آگ ریت سے بجھائی جاسکتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ جنگِ عظیم دوم میں لوگوں سے کہا گیا تھا کہ وہ ہوائی حملوں سے بچاؤ کے لیے اپنے پاس ریت سے بھری ہوئی بالٹیاں رکھا کریں۔

میگنیشیم کی سب سے اہم خصوصیت اس کا ہلکا پن ہے۔ یہ دراصل ربو مینیم سے بھی زیادہ ہلکی ہوتی ہے۔ اس کے ہلکے پن کا اندازہ اس امر سے لگائیں کہ ربو مینیم کے ایک مکعب انچ ٹکڑے کا وزن تقریباً 50 گرام ہوتا ہے جب کہ میگنیشیم کے ایک مکعب انچ ٹکڑے کا وزن 25 گرام ہوتا ہے۔ اسی خاصیت کی وجہ سے ربو مینیم کی طرح میگنیشیم بھی ہوائی جہازوں اور دیگر عمارتی ڈھانچوں میں جہاں کہیں مضبوطی کی بجائے ہلکا پن در کار ہو، استعمال کی جاتی ہے۔ اسے عموماً ربو مینیم کے ساتھ ایک بھرت کی شکل میں ملا کر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس بھرت کو ڈاؤمیٹل کہا جاتا ہے۔ اس میں نوّے فیصد میگنیشیم اور باقی دس فیصد میں زیادہ تر ربو مینیم ہوتا ہے۔ میگنیشیم کی ایک دوسری بھرت میگنالیم ہے۔ اس میں تین فیصد میگنیشیم اور ستر فیصد ربو مینیم ہوتا ہے۔

جنگِ عظیم دوم میں ہوائی جہازوں کی تیاری میں ہلکی دھاتوں کی بھرتوں کا استعمال اتنا زیادہ زور پکڑ گیا تھا کہ ساری دنیا میں میگنیشیم کی سالانہ پیداوار میں دس گنا کا اضافہ ہو گیا تھا اور اس کی پیداوار میں مزید فی سالانہ سے دوگنا کو فی سالانہ ہو چکی تھی۔

میگنیشیم قشرِ ارض میں بکثرت پایا جانے والا عنصر ہے۔ یہ قشرِ ارض میں وزن کے لحاظ سے ذخائی فیصد ہوتا ہے اور پھر جیسے جیسے زمین میں گہرائی میں جائیں اس کی مقدار بڑھتی جاتی ہے۔

اگر دیکھا جائے تو زمین کے یہ بڑا عظم اصل میں گرینائٹ کے بڑے بڑے

تودے ہیں۔ گرینائٹ دراصل سلیکا اور ربو مینیم سلیکیٹس کا ہمیزہ ہوتا ہے۔ پھر گرینائٹ کے ان تودوں کے نیچے (اور پانی کے سمندروں کے نیچے) بسالٹ ہوتا ہے جو حقیقت میں میگنیشیم سلیکیٹ ہے۔ اول الذکر (جو کہ سلیکان اور ربو مینیم کا اختصاری نام ہے) کی تہوں سے اور مؤخرالذکر (sima جو کہ سلیکان اور میگنیشیم کا اختصاری نام ہے) کی تہوں سے بنا ہوا ہے۔ جبکہ قشرِ ارض میں میگنیشیم کاربونیٹ کیشیم کاربونیٹ کے ساتھ مل کر پہاڑوں کے سلسلے کو جنم دیتے ہیں۔ یہ ہمیزہ ڈولومائیٹ کہلاتا ہے۔

اگر قشرِ ارض کی بجائے ساری زمین کو مدِ نظر رکھ کر تجزیہ کیا جائے تو میگنیشیم کی مقدار ربو مینیم سے زیادہ نکلے گی۔ دراصل ساری زمین کا ساڑھے آٹھ فیصد حصہ میگنیشیم پر مشتمل ہے، بلکہ بعض ماہرین ارضیات کا خیال ہے کہ اس کی مقدار 17 فیصد ہے اور یہ لوہے کے بعد بکثرت پائی جانے والی دوسری دھات ہے۔

میگنیشیم سلیکیٹ کی بعض کثرت سے پائی جانے والی صورتیں ایسبسٹاس اور ہالک کہلاتی ہیں۔ ایسبسٹاس ایک قسم کا معدن ہے جس کو ریشوں کی شکل میں تیار کیا جاسکتا ہے۔ پھر ان ریشوں سے رسیاں اور رف قسم کا کپڑا بھی بنایا جاسکتا ہے۔ اس قسم کے کپڑے سے تیار کردہ پردے یا دیگر پارچہ جات آگ نہیں پکڑتے اور حرارت (یا ٹھنڈک) کے لیے حاجز بھی ہوتے ہیں۔ بھاپ اور گرم پانی کے پائپوں کے گرد اس قسم کا کپڑا لپیٹا جاتا ہے اور ہر قسم کی آگ روک چھتیں، ٹائلیں اور دیگر حاجز اشیا اسی سے تیار کی جاتی ہیں۔ ہالک ایک نرم، ہموار اور چکنی چکنی سی محسوس ہونے والی شے ہے جو کہ سفوف کی حالت میں مشہور و معروف نام ٹالکم پاؤڈر سے پہچانا جاتا ہے۔ ٹھوس ٹکڑوں کی صورت میں یہ سنگِ صابون کہلاتا ہے۔ میگنیشیم سلیکیٹ کی ایک اور صورت "کف البحر" (سمندری جھاگ) کہلاتی ہے۔ یہ ایک ہلکی مسامدار شے ہے اور اسے سگریٹ نوشی کے پائپ بنانے میں استعمال کیا جاتا ہے۔ پائپ کے یہ مسام استعمال کے دوران رفتہ رفتہ تمباکو کے رنگین ریشوں سے بھرتے جاتے ہیں اور وقت کے ساتھ ساتھ تمام کا تمام پائپ اس رنگ سے رنگین ہو جاتا ہے، جسے اس قسم کی چیزوں کو اکٹھا کرنے والے شوقین حضرات بڑی قدر کی نگاہ سے دیکھتے ہیں۔

آج کل میگنیشیم مٹی کے بجائے سمندری پانی میں حل شدہ میگنیشیم کلورائیڈ سے

حاصل کی جاتی ہے۔ سمندر میں سوڈیم کلورائیڈ اور میگنیشیم کلورائیڈ کی نسبت علی الترتیب پانی ایک ہے۔ اس کے باوجود ایک مکعب میل سمندری پانی میں ایک کروڑ 80 لاکھ ٹن میگنیشیم کلورائیڈ پائی جاتی ہے۔ چونکہ سمندری پانی کی کل مقدار تقریباً تین کروڑ مکعب میل ہے اس لیے میگنیشیم کے کم پڑنے کا کوئی اندیشہ نہیں۔ ویسے بھی میگنیشیم وہ واحد دھات ہے جسے ہم کم لاگت کا کر سمندر سے حاصل کر سکتے ہیں۔ دوسرا عنصر جو ہم سمندر سے حاصل کرتے ہیں ایک غیر دھات "برومین" ہے۔

میگنیشیم کلورائیڈ بعض اوقات عام خوردنی نمک کے ساتھ جدوت کے طور پر پایا جاتا ہے۔ معمولی مقدار میں کھانے سے یہ ہمیں کوئی ضرر نہیں پہنچاتا۔ البتہ ایک اور طرح سے یہ ناگواری پیدا کرتا ہے۔ میگنیشیم کلورائیڈ بھی کیلشیم کلورائیڈ کی طرح ہوا سے پانی کے اتنے بخارات جذب کرتا ہے کہ نمک گیلا پڑ جاتا ہے (خصوصاً موسم برسات میں) اور پھر خشک ہونے پر اس کی پپڑیاں اور ڈلیاں جم جاتی ہیں۔ چنانچہ جب کبھی کسی چیز پر نمک بھرا کھا ہوا یا کسی اور طرح استعمال کرنا ہو تو کافی پریشانی اٹھانی پڑتی ہے۔ بظاہر یہ معمولی بات لگتی ہے مگر بعض اوقات خاتونِ خانہ کے جذبات کو بری طرح برانگیختہ کر سکتی ہے۔

میگنیشیم آکسائیڈ کا معروف نام میگنیشیا ہے۔ یہ یونان کے اس ضلع کا نام ہے جس کی مناسبت سے مقناطیس اور مقناطیسیت کے نام رکھے گئے ہیں۔ میگنیشیم کا نام بھی میگنیشیا ہی سے اخذ کیا گیا ہے۔ میگنیشیم آکسائیڈ ایک ناگداز شے (Refractory) ہے اور بہت زیادہ درجہ حرارت پر پگھلتا ہے۔ اس کا نقطہ پگھاؤ کیلشیم آکسائیڈ جیسی ناگداز شے سے بھی زیادہ ہوتا ہے۔ یہ دونوں مادے بھٹیوں کی استر کاری کے لیے استعمال کیے جاتے ہیں۔ میگنیشیم آکسائیڈ اور میگنیشیم کلورائیڈ کا ہمیشہ چند گھنٹوں میں خشک ہونے پر سخت مادے میں تبدیل ہوتا ہے۔

جب میگنیشیم آکسائیڈ کو پانی میں حل کیا جاتا ہے تو یہ میگنیشیم ہائیڈرو آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ میگنیشیم ہائیڈرو آکسائیڈ ایک ایسا نمک ہے اور پانی میں اس کی حل پذیری کیلشیم ہائیڈرو آکسائیڈ سے بھی کم ہے۔ جب میگنیشیم ہائیڈرو آکسائیڈ کو پانی کے ساتھ ملایا جاتا ہے تو کریم کی طرح کا ایک تعلیقی مادہ (Suspension) بنتا ہے۔ جسے "ملک

بھی میگنیشیا" کہا جاتا ہے اور اسے بعض اوقات تیزابیت دور کرنے اور دست آور دوا کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ میگنیشیم کے دو اور ایسے مرکبات جو دست آور دوا کے طور پر استعمال ہوتے ہیں، میگنیشیم سلفیٹ اور میگنیشیم سٹریٹ ہیں۔

میگنیشیم سلفیٹ کا ہر مالیکیول جب پانی کے سات سات مالیکیولوں کے ساتھ بندھن بنانے تو یہ مجموعی مالیکیول ہیپٹم سلفیٹ کے نام سے پکارا جاتا ہے۔ اس نام کے رکھنے کی وجہ یہ ہے کہ یہ نمک سب سے پہلے 1695ء میں اس پانی سے تیار کیا گیا تھا جو انگلستان کے جنوب مشرق میں واقع ایپسم نامی قصبہ میں ہے۔

کیلشیم کے مرکبات کی طرح میگنیشیم کے مرکبات بھی پانی کو بھاری بناتے ہیں (ویسے بھی کام آذان کے مرکبات بھی سر انجام دیتے ہیں)۔ اس قسم کے پانی کو ہکا بنانے کے لیے وہی طریقے اختیار کیے جاتے ہیں جو طریقے کیلشیم کے مرکبات سے چھٹکارا حاصل کرنے کے لیے اختیار کیے جاتے ہیں۔

میگنیشیم کا شمار حیات کے لیے نہایت ہی اہم عناصر میں ہوتا ہے۔ انسانی جسم میں تقریباً 25 گرام میگنیشیم ہوتی ہے جو زیادہ تر ہڈیوں میں پائی جاتی ہے۔

تمام سبز پودوں میں ایک سبز مادہ کلوروفل ہوتا ہے۔ یہ سورج کی روشنی کے ذریعے پانی اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کو ملا کر نامیاتی مرکب کھوکوز میں تبدیل کر دیتا ہے۔ پھر پودے اس سادہ نامیاتی مرکب اور معدنیات کو انہیں میں تعاملات سے گزار کر اپنے تمام خلیے بناتے ہیں اور بعد میں انہی خلیات پر حیوانات کی زندگی کا دارومدار ہوتا ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ تمام نباتات اور حیوانات (اور اکثر خرد بینی جاندار بھی) کی زندگی کا دارومدار کلوروفل پر ہے۔ جب کہ کلوروفل کے ہر مالیکیول میں میگنیشیم کا ایک ایٹم ضرور ہوتا ہے۔ اگر کلوروفل میں یہ ایٹم نہ ہو تو کلوروفل یہ کام سر انجام نہیں دے سکے گا اور اس طرح حیوانات اور نباتات کی دنیا ختم ہو جائے گی۔

دوری جدول میں کیلشیم کے نیچے وقوع پذیر دو قلوی ارضی دھاتیں قدرت میں اگرچہ کیلشیم اور میگنیشیم کی نسبت بہت کم مقدار میں پائی جاتی ہیں، لیکن یہ کم یاب نہیں

ہیں۔

ان میں سے ایک عنصر جس کا دوری جدول میں شمار کے لحاظ سے 38 واں نمبر ہے، سٹرانشیم کہلاتا ہے کیونکہ اسے 1790ء میں ایک ایسے معدن سے پہلی دفعہ حاصل کیا گیا تھا جو سکاٹ لینڈ کے علاقہ سٹرانشین کے قریب واقع کان میں پایا جاتا ہے۔

دوسرا عنصر بیریم ہے جس کا دوری جدول میں 56 واں نمبر ہے۔ یہ نام بیریم کی ایک معدن کے قدیم نام بے رائٹس (Barytes) سے اخذ کیا گیا ہے جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "بھاری"۔ آج کل یہ معدن بیرائٹ (Barite) کہلاتا ہے اور گرینائٹ سے دو گنا زیادہ بھاری ہے۔

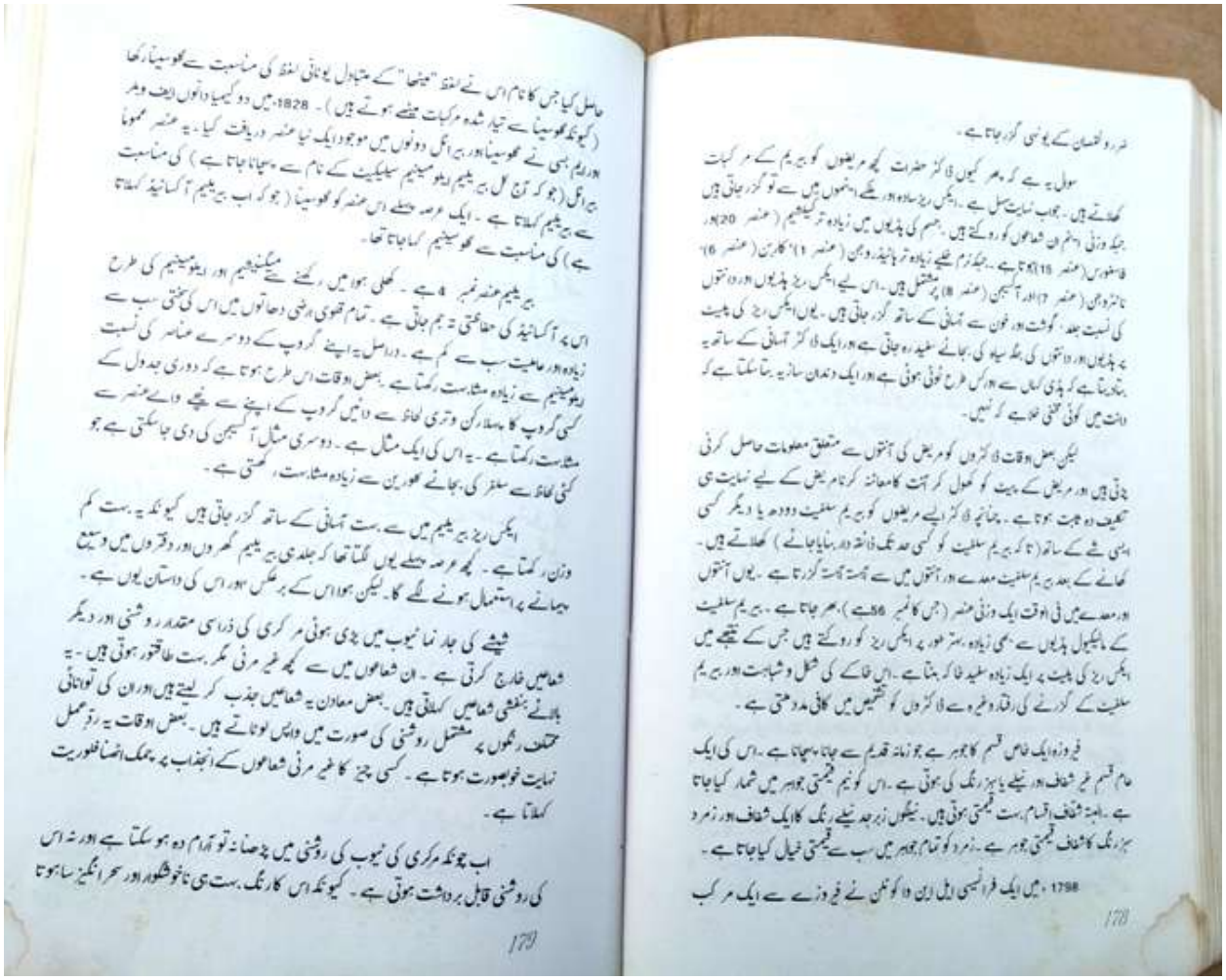
ڈیوی نے 1808ء میں ان دونوں دھاتوں کو پہلی دفعہ خالص حالت میں علیحدہ کیا تھا۔ یہ دونوں دھاتیں ظاہری صورت اور خصوصیات میں کیلشیم سے مشابہت رکھتی ہیں اور اس سے تیز عامل ہیں۔ بیریم کے سفوف کو کھلی ہوا میں آگ لگ جاتی ہے۔ بیریم تمام قلوی ارضی دھاتوں میں سب سے زیادہ تیز عامل ہے اور قلوی دھاتوں کے ساتھ زیادہ مشابہت رکھتا ہے۔

بیریم میں آکسیجن اور نائٹروجن کے ساتھ جذب ہونے اور ملاپ کرنے کا شدت سے رجحان پایا جاتا ہے۔ ارسانی رجحان میگنیشیم اور سیزیم اور اس جیسی دیگر عامل دھاتوں میں بھی پایا جاتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ریڈیو کی نیولوں (آج کل نیولوں والے ریڈیو اور ٹی وی متروک ہو گئے ہیں) میں تیاری کے وقت ان تینوں دھاتوں پر مشتمل بھوئی بھوئی گولیاں رکھی جاتی ہیں۔ ویکیوم پمپ کے ذریعہ نیوب سے ہوا نکالنے کے بعد بھی ہوا کی معمولی سی مقدار نیوب میں باقی رہتی ہے جو نیوب کی کارکردگی پر اثر انداز ہونے کے لیے کافی ہوتی ہے۔ اس لیے ہوا کو بھی ختم کرنے کے لیے ان تینوں دھاتوں (بیریم، میگنیشیم اور سیزیم) کی بھوئی بھوئی گولیوں کو بجلی کے ذریعہ خوب گرم کیا جاتا ہے، جس کی وجہ سے یہ بخارات میں تبدیل ہو کر نیوب میں موجود آکسیجن اور نائٹروجن کے ساتھ ملاپ کرتی ہیں۔ پھر ان دھاتوں اور ان کے مرکبات کا یہ ہمیزہ ٹھنڈا ہو کر نیوب کی اندرونی سطح پر ایک تہ کی طرح جم جاتا ہے، جس سے یہ نیوب بیرونی طور پر ایک چمکدار آئینے کی طرح لگتی ہے۔

سٹرانشیم اور بیریم کے مرکبات آتش بازی اور شعلہ زنی کے لیے بھی استعمال کیے جاتے ہیں۔ سٹرانشیم نائٹریٹ سرخ شعلے کے ساتھ جلتا ہے، جبکہ بیریم نائٹریٹ سبز چمکدار شعلہ پیدا کرتا ہے۔ سٹرانشیم ہائیڈرو آکسائیڈ چینی کے ساتھ مل کر ناطل پذیر سٹرانشیم سیکریٹ بناتا ہے۔ اس لیے شیرے میں سے چینی علیحدہ کرنے کے لیے اسے استعمال کیا جاتا ہے۔ پھر جب سٹرانشیم سیکریٹ علیحدہ حاصل ہو جاتا ہے تو اس سے سٹرانشیم آسانی کے ساتھ علیحدہ کیا جا سکتا ہے۔

بیریم ہائیڈرو آکسائیڈ تمام قلوی ارضی دھاتوں کے ہائیڈرو آکسائیڈز میں سب سے زیادہ طاقتور اساس ہے۔ اسے کئی لحاظ سے سوڈیم اور پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈ پر ایک فوقیت بھی حاصل ہے۔ سوڈیم اور پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈ دونوں ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ جذب کر کے کاربونیٹس میں تبدیل ہو جاتے ہیں (جب تک کہ ان کو خصوصی احتیاطی تدابیر کے ذریعے محفوظ نہ کیا جائے)۔ یوں سوڈیم اور پوٹاشیم کے کاربونیٹس بننے کے بعد یہ ہائیڈرو آکسائیڈ خالص نہیں رہتے۔ اگرچہ بیریم ہائیڈرو آکسائیڈ بھی ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ جذب کر کے بیریم کاربونیٹ بناتا ہے، لیکن فرق صرف یہ ہے کہ بیریم کاربونیٹ پانی میں حل پذیر نہیں اور پانی میں حل کرنے پر اس کا سفید سفوف نیچے بیٹھ جاتا ہے۔ یوں بیریم ہائیڈرو آکسائیڈ کو بیریم کاربونیٹ سے الگ کر کے خالص بنایا جا سکتا ہے، جب کہ سوڈیم اور پوٹاشیم ہائیڈرو آکسائیڈز کے ساتھ ایسا نہیں ہو سکتا۔ البتہ اس طرح سے خالص کیا جانے والا بیریم ہائیڈرو آکسائیڈ کا محلول ذرا سا کمزور ضرور ہو جاتا ہے۔

بیریم کے مرکبات بہت ہی زہریلے ہوتے ہیں۔ چنانچہ بیریم کاربونیٹ عموماً چوہوں کو مارنے کے لیے استعمال ہوتا ہے۔ اس کے باوجود بعض اوقات بیریم کے ایک خاص مرکب کی بہت زیادہ مقدار کسی ڈاکٹر کے کہنے پر کھائی جاتی ہے۔ بیرائٹ کا کیمیائی نام بیریم سلفیٹ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں بیریم اور سلفر کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔ بیریم سلفیٹ بہت زیادہ ناطل پذیر حتیٰ کہ کیلشیم کاربونیٹ سے بھی کم حل پذیر ہے۔ بیریم کے مرکبات اس وقت تک کوئی ضرر نہیں پہنچا سکتے ہیں جب تک کہ یہ محلول کی حالت میں نہ ہو، کیونکہ انسانی جسم صرف حل شدہ اشیاء کو ہی آنتوں کے ذریعے جذب کرتا ہے۔ چنانچہ جب تک بیریم سلفیٹ ناحل پذیر رہتا ہے، یہ آنتوں سے بغیر کسی



ضرر و نقصان کے بوجھ گزر جاتا ہے۔

سوال یہ ہے کہ ہمیں کیوں ڈاکٹر حضرات کچھ مریضوں کو بیریم کے مرکبات کھلاتے ہیں۔ جواب نہایت سہل ہے۔ ایکس ریز سادہ اور ہلکے انسانوں میں سے تو گزر جاتی ہیں جبکہ وزنی ایٹم ان شعاعوں کو روکتے ہیں۔ جسم کی ہڈیوں میں زیادہ تر کیلشیم (عنصر 20) اور فاسفورس (عنصر 15) ہوتا ہے۔ جبکہ نرم ٹشوز زیادہ تر ہائیڈروجن (عنصر 1)، کاربن (عنصر 6)، نائٹروجن (عنصر 7) اور آکسیجن (عنصر 8) پر مشتمل ہیں۔ اس لیے ایکس ریز ہڈیوں اور دانتوں کی نسبت جلد، گوشت اور خون سے آسانی کے ساتھ گزر جاتی ہیں۔ یوں ایکس ریز کی پلیٹ پر ہڈیوں اور دانتوں کی جگہ سیاہ کی بجائے سفید رہ جاتی ہے اور ایک ڈاکٹر آسانی کے ساتھ یہ بتا سکتا ہے کہ ہڈی کہاں سے اور کس طرح ٹوٹی ہوئی ہے اور ایک دندان ساز یہ بتا سکتا ہے کہ دانت میں کوئی گلٹی خلا ہے کہ نہیں۔

لیکن بعض اوقات ڈاکٹروں کو مریض کی آنتوں سے متعلق معلومات حاصل کرنی پڑتی ہیں اور مریض کے پیٹ کو کھول کر بہت کامعائنہ کرنا مریض کے لیے نہایت ہی تکلیف دہ ثابت ہوتا ہے۔ چنانچہ ڈاکٹر ایسے مریضوں کو بیریم سلفیٹ دودھ یا دیگر کسی ایسی شے کے ساتھ (تاکہ بیریم سلفیٹ کو کسی حد تک ڈائلوٹ (dilute) کیا جائے) کھلاتے ہیں۔ کھانے کے بعد بیریم سلفیٹ معدے اور آنتوں میں سے آہستہ آہستہ گزرتا ہے۔ یوں آنتوں اور معدے میں فی الوقت ایک وزنی عنصر (جس کا نمبر 56 ہے) بھر جاتا ہے۔ بیریم سلفیٹ کے مالیکیول ہڈیوں سے بھی زیادہ بہتر طور پر ایکس ریز کو روکتے ہیں جس کے نتیجے میں ایکس ریز کی پلیٹ پر ایک زیادہ سفید خاکہ بنتا ہے۔ اس خاکے کی شکل و شباہت اور بیریم سلفیٹ کے گزرنے کی رفتار وغیرہ سے ڈاکٹروں کو تشخیص میں کافی مدد ملتی ہے۔

فیروزہ ایک خاص قسم کا جوہر ہے جو زمانہ قدیم سے جانا پہچانا ہے۔ اس کی ایک عام قسم غیر شفاف اور نیلے یا سبز رنگ کی ہوتی ہے۔ اس کو نیم قیمتی جوہر میں شمار کیا جاتا ہے۔ البتہ شفاف اقسام بہت قیمتی ہوتی ہیں۔ نیلگوں زبرجد نیلے رنگ کا ایک شفاف اور زمرد سبز رنگ کا شفاف قیمتی جوہر ہے۔ زمرد کو تمام جوہر میں سب سے قیمتی خیال کیا جاتا ہے۔

1798ء میں ایک فرانسیسی ایل ایم وا کولن نے فیروزے سے ایک مرکب

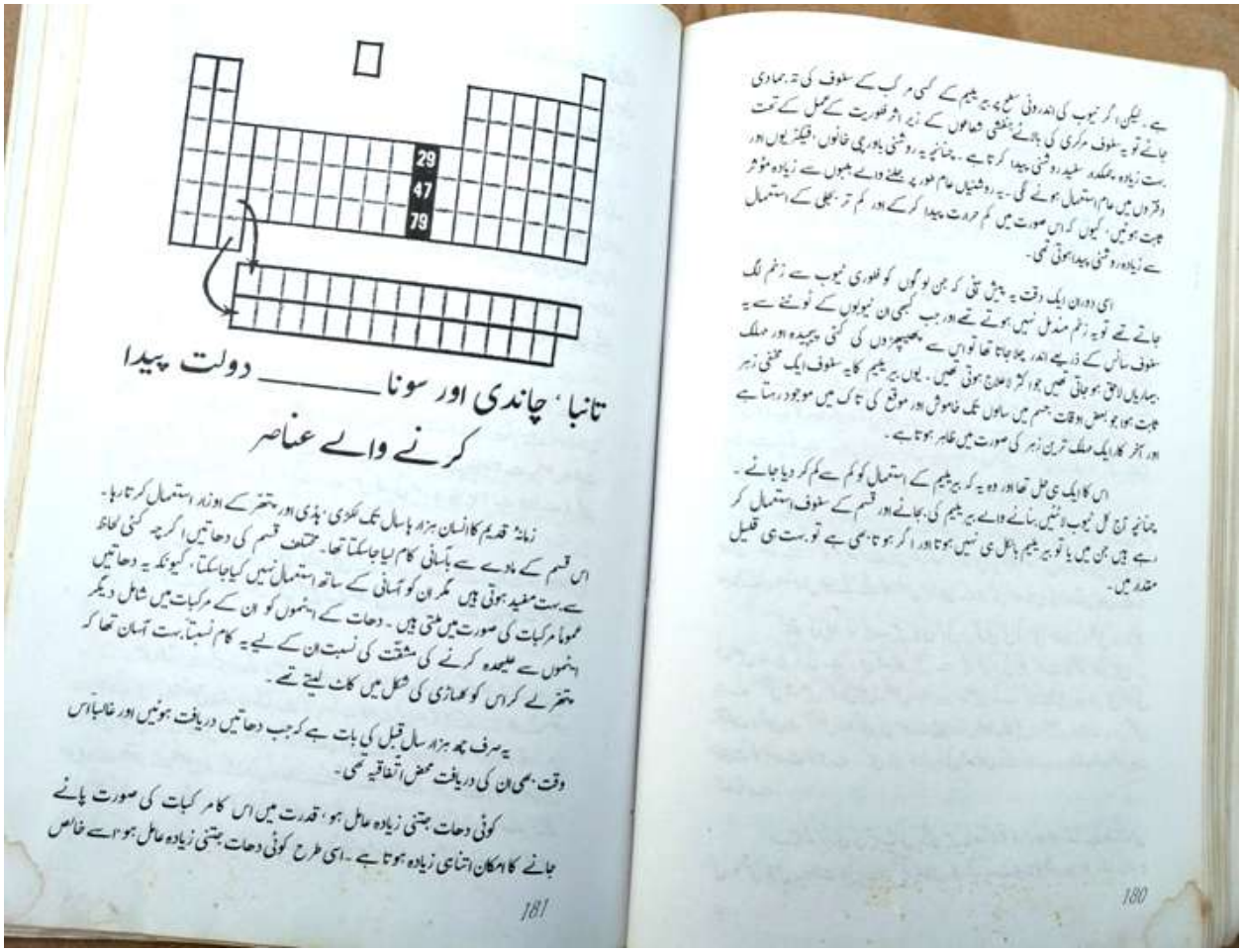
حاصل کیا جس کا نام اس نے لفظ "بیسٹا" کے متبادل یونانی لفظ کی مناسبت سے گلوسینا رکھا (کیونکہ گلوسینا سے تیار شدہ مرکبات میٹھے ہوتے ہیں)۔ 1828ء میں دو کیمیا دانوں ایف وہلر اور ایم بسی نے گلوسینا اور بی ایل دونوں میں موجود ایک نیا عنصر دریافت کیا۔ یہ عنصر عموماً بی ایل (جو کہ آج کل بیریلیم ریلو مینیم سیلیکیٹ کے نام سے پہچانا جاتا ہے) کی مناسبت سے بیریلیم کہلاتا ہے۔ ایک عرصہ جیسے اس عنصر کو گلوسینا (جو کہ اب بیریلیم آکسائیڈ کہلاتا ہے) کی مناسبت سے گلوسینیم کہا جاتا تھا۔

بیریلیم عنصر نمبر 4 ہے۔ کھلی ہوا میں رکھنے سے میگنیشیم اور ریلو مینیم کی طرح اس پر آکسائیڈ کی حفاظتی تہ جم جاتی ہے۔ تمام قلوی ارضی دھاتوں میں اس کی سختی سب سے زیادہ اور حالیت سب سے کم ہے۔ دراصل یہ اپنے گروپ کے دوسرے عناصر کی نسبت ریلو مینیم سے زیادہ مشابہت رکھتا ہے۔ بعض اوقات اس طرح ہوتا ہے کہ دوری جدول کے کسی گروپ کا ہلکا رکن وتری لحاظ سے دائیں گروپ کے اپنے سے نیچے والے عنصر سے مشابہت رکھتا ہے۔ یہ اس کی ایک مثال ہے۔ دوسری مثال آکسیجن کی دی جا سکتی ہے جو کئی لحاظ سے سلفر کی بجائے فلورین سے زیادہ مشابہت رکھتی ہے۔

ایکس ریز بیریلیم میں سے بہت آسانی کے ساتھ گزر جاتی ہیں کیونکہ یہ بہت کم وزن رکھتا ہے۔ کچھ عرصہ پہلے یوں لگتا تھا کہ جلد ہی بیریلیم گھڑیوں اور دفتروں میں وسیع پیمانے پر استعمال ہونے لگے گا۔ لیکن ہوا اس کے برعکس اور اس کی داستان یوں ہے۔

شیشے کی جار نما ٹیوب میں بڑی ہوئی مرکری کی ذرا سی مقدار روشنی اور دیگر شعاعیں خارج کرتی ہے۔ ان شعاعوں میں سے کچھ غیر مرئی مگر بہت طاقتور ہوتی ہیں۔ یہ بالائے بنفشی شعاعیں کہلاتی ہیں۔ بعض معادن یہ شعاعیں جذب کر لیتے ہیں اور ان کی توانائی مختلف رنگوں پر مشتمل روشنی کی صورت میں واپس لوٹاتے ہیں۔ بعض اوقات یہ ردِ عمل نہایت خوبصورت ہوتا ہے۔ کسی چیز کا غیر مرئی شعاعوں کے انجذاب پر جمک اٹھنا فلوریت کہلاتا ہے۔

اب چونکہ مرکری کی ٹیوب کی روشنی میں چھپنا نہ تو حرام دہ ہو سکتا ہے اور نہ اس کی روشنی قابلِ برداشت ہوتی ہے۔ کیونکہ اس کا رنگ بہت ہی ناخوشگوار اور سحر انگیز سا ہوتا



ہے۔ لیکن اگر ٹیوب کی اندرونی سطح پر یہ عنصر کے کسی مرکب کے سفوف کی تہ جمادی جائے تو یہ سفوف مرکری کی بالائے بنفشی شعاعوں کے زیر اثر فلورسنٹ کے عمل کے تحت بہت زیادہ بھڑکدار سفید روشنی پیدا کرتا ہے۔ چنانچہ یہ روشنی بلدیہ کی خانوں، فیکٹریوں اور دفتروں میں عام استعمال ہونے لگی۔ یہ روشنیاں عام طور پر جلنے والے بلبوں سے زیادہ مؤثر ثابت ہوئیں، کیوں کہ اس صورت میں کم حرارت پیدا کرکے اور کم تر بجلی کے استعمال سے زیادہ روشنی پیدا ہوتی تھی۔

اسی دوران ایک وقت یہ پیش آئی کہ جن لوگوں کو فلوری ٹیوب سے زخم لگ جاتے تھے تو یہ زخم مندمل نہیں ہوتے تھے اور جب کبھی ان ٹیوبوں کے ٹوٹنے سے یہ سفوف سانس کے ذریعے اندر چلا جاتا تھا تو اس سے پھیپھڑوں کی کئی پیچیدہ اور مہلک بیماریاں لاحق ہو جاتی تھیں جو اکثر لاعلاج ہوتی تھیں۔ یوں یہ عنصر کا یہ سفوف ایک سخت زہر ثابت ہوا جو بعض اوقات جسم میں سالوں تک خاموش اور موقع کی تاک میں موجود رہتا ہے اور آخر کار ایک مہلک ترین زہر کی صورت میں ظاہر ہوتا ہے۔

اس کا ایک ہی حل تھا اور وہ یہ کہ یہ عنصر کے استعمال کو کم سے کم کر دیا جائے۔ چنانچہ آج کل ٹیوب لائٹیں بنانے والے یہ عنصر کی جانے اور قسم کے سفوف استعمال کر رہے ہیں جن میں یا تو یہ عنصر بالکل ہی نہیں ہوتا اور اگر ہوتا بھی ہے تو بہت ہی قلیل مقدار میں۔

تانبا، چاندی اور سونا ـــــــ دولت پیدا کرنے والے عناصر

زمانۂ قدیم کا انسان ہزار ہا سال تک لکڑی، ہڈی اور پتھر کے اوزار استعمال کرتا رہا۔ اس قسم کے مادے سے بآسانی کام لیا جا سکتا تھا۔ مختلف قسم کی دھاتیں اگرچہ کئی لحاظ سے بہت مفید ہوتی ہیں مگر ان کو آسانی کے ساتھ استعمال نہیں کیا جا سکتا، کیونکہ یہ دھاتیں عموماً مرکبات کی صورت میں ملتی ہیں۔ دھات کے انسانوں کو ان کے مرکبات میں شامل دیگر انسانوں سے علیحدہ کرنے کی مشقت کی نسبت ان کے لیے یہ کام نسبتاً بہت آسان تھا کہ پتھر لے کر اس کو کلہاڑی کی شکل میں کاٹ لیتے تھے۔

یہ صرف چھ ہزار سال قبل کی بات ہے کہ جب دھاتیں دریافت ہوئیں اور غالباً اس وقت بھی ان کی دریافت محض اتفاقیہ تھی۔

کوئی دھات جتنی زیادہ عامل ہو، قدرت میں اس کا مرکبات کی صورت پائے جانے کا امکان اتنا ہی زیادہ ہوتا ہے۔ اسی طرح کوئی دھات جتنی زیادہ عامل ہو اسے خالص

حالت میں حاصل کرنا اتنا ہی مشکل ہوتا ہے۔ اس کے برعکس ایک غیر عامل دھات مٹی میں بھی خالص حالت میں، یعنی ایک دھات کی حیثیت سے یا ایک عنصر کی حیثیت سے پانی جاتی ہے اور اگر کوئی غیر عامل دھات مرکبات کی شکل میں ہو، تو اس کو خالص حالت میں حاصل کرنا اتنا مشکل نہیں ہوتا۔

قدرت میں ایسی تین غیر عامل دھاتیں پائی جاتی ہیں۔ یہ کیمیائی طور پر ایک دوسرے سے بہت ملتی جلتی ہیں۔ یہ دھاتیں تانبا، چاندی اور سونا ہیں۔ دوری جدول میں ان کا نمبر بالترتیب 29، 47 اور 79 ہے۔ کاپر (تانبا) کا نام قبرص میں واقع ان رومی جزائر سے اخذ کیا گیا ہے جہاں رومی دور حکومت میں تانبے کی بڑی بڑی کانیں موجود تھیں۔ جبکہ سلور (چاندی) اور گولڈ (سونے) کے نام آذری کی طرح قدیم انگریزی زبان کے الفاظ ہیں۔

چاندی تانبے کی نسبت زیادہ غیر عامل ہے۔ اس لیے خیال کیا جاتا ہے کہ یہ خالص حالت میں پائی جاتی ہے۔ لیکن قدرت میں اس کی مقدار تانبے سے کم ہے۔ سونا سب سے زیادہ غیر عامل ہے اور قدرت میں ان تینوں سے کم مقدار میں پایا جاتا ہے۔ بعض اوقات چاندی اور سونا ایک، حرت کی حیثیت سے، ہی قدرتی طور پر پایا جاتا ہے اور اسے جرمن چاندی (Electrum) کہتے ہیں۔

یہ معلوم نہیں ہے کہ ان تینوں میں سے کون سا عنصر پہلے دریافت ہوا۔ تاہم ان تینوں کے نمونے چار ہزار سال قبل مسیح کے مصری اور بابلی زمانے کی باقیات میں ملتے ہیں۔

ہو سکتا ہے کسی نے خالص تانبے، چاندی یا سونے یا ان کے مرکبات (ان میں سے تانبے ہی کے متعلق یہ کہا جا سکتا ہے کہ یہ مرکب حالت میں ہوگا) کے بنے ہوئے پتھر کو اتفاقی طور پر آگ لگا دی ہو۔ پھر آگ بجھنے پر اس نے یونہی راکھ کو کریدا ہوگا اور اس طرح اسے پتھر سے پگھل کر نکلے دھلی دھات کے قطرے نظر آئے ہوں گے (اگر پتھر میں تانبے کا کوئی مرکب تھا تو جلتی ہوئی لکڑی کی کاربن نے مرکب کے دیگر عناصر کے ساتھ آمیزش کے ساتھ تعامل کر کے خالص تانبے کو باقی بچھوڑا ہوگا۔ یہ ذکر ہو چکا ہے کہ کاربن

بالکل اسی طرح لوہے کے مرکبات کے ساتھ بھی تعامل کرتا ہے)۔

قدیم زمانے کا یہ انسان دھات کی اس رنگ اور چمک سے بہت متاثر ہوا ہوگا۔ کیونکہ یہ تینوں دھاتیں بہت خوبصورت اور دلکش ہوتی ہیں۔ تانبے کا رنگ سرخی مائل بھورا، سونے کا زرد اور چاندی کا سفید ہوتا ہے۔ اگر یہ آدمی کچھ زیادہ ہی جستجو کرنے والا ہوگا تو اس نے مزید تحقیق کے لیے اس دھات کو پتھر سے کوٹا ہوگا۔ پھر غالباً وہ یہ دیکھ کر حیران ہوا ہوگا کہ یہ پتھر کی طرح ریزہ ریزہ نہیں ہوتا اور نہ ہی لکڑی کی طرح چھیلوں میں بکھرتا ہے۔ بلکہ اس کو موڑا اور پیٹا کیا جا سکتا ہے اور کوٹ کر کسی بھی شکل میں ڈھالا جا سکتا ہے۔

بدیشک وشیشوں کے ان چھوٹے چھوٹے ڈلوں کو جنہیں بسہل بجاوٹ اور آرائش کے لیے استعمال کیا گیا۔ چونکہ انسان (خصوصاً عورتیں) بجاوٹ و آرائش کو قدر کی نگاہ سے دیکھتا ہے، اس لیے یہ امکان غالب ہے کہ ان دھاتوں کی تلاش کا کام زور و شور سے شروع ہوا ہوگا۔ بعض لوگوں کا خیال ہے کہ دھات کی سب سے پہلی دریافت افریقہ اور ایشیا کی سرحد پر واقع سینا کے جزیرہ نما میں ہوئی تھی۔

پھر جیسے جیسے وقت گزرتا گیا، انسان نے یہ معلوم کر لیا کہ وہ تانبے میں دوسری دھاتیں شامل کر کے اسے مزید مضبوط بنا سکتا ہے۔ یہ اس نے کیسے پتہ چلایا، اس کے متعلق ہمیں علم نہیں۔ غالباً یہ بھی ایک اتفاق ہی تھا، تاہم کسی نہ کسی طرح انسان نے یہ سیکھ لیا کہ تانبے میں تھوڑا سا زنک ملا کر پیتل بنایا جا سکتا ہے۔ پیتل تانبے سے زیادہ زرد اور سخت ہوتا ہے اور تانبے سے کہیں سستا بھی۔ اسی طرح تانبے میں قلعی ملا کر کانسی بنائی گئی۔

مصریوں کے مقبروں میں استعمال شدہ کانسی ساڑھے تین ہزار سال قبل مسیح کی ہے۔ تقریباً دو ہزار سالوں سے زیادہ عرصہ تک کانسی کو مضبوط ترین دھات مانا جاتا تھا۔ اس سے ہتھیار، چاقو اور کلہاڑیوں کے مصل بنائے جاتے تھے۔ یہ پتھر سختی میں پتھر سے کہیں زیادہ بہتر تھے۔ نیز ان کی دھار بہت تیز ہوا کرتی تھی۔ اس دھات کا بنکر لوہے کے منظر عام پر آنے تک چلتا رہا۔ لوہا مذکورہ خصوصیات میں کانسی سے برتر ہے۔ رومی سلطنت کے دور عروج میں پیتل کے استعمال کو خوب رواج ملا۔

تانبے کی ایک جدید ترین بھرت میں دو فی صد بریلیم ہوتا ہے۔ یہ تانبے کی دیگر تمام بھرتوں سے زیادہ سخت ہوتی ہے بلکہ یوں کہنا چاہیے کہ یہ فولاد جتنی سخت ہے۔ تاہم یہ فولاد جتنی سستی نہیں۔ بریلیم اور تانبے کی اس بھرت کے کسی ٹکڑے کو بہترین قسم کے فولاد کی نسبت ہزار ہا مرتبہ آگے جیسے موڑا جاسکتا ہے لیکن یہ ٹوٹتا نہیں۔ مزید برآں بریلیم اور تانبے کی بھرت کو جب کسی سخت سطح پر رگڑا جاتا ہے تو اس سے چنگاریاں نہیں نکلتی ہیں۔ اس لیے اس سے بنے ہوئے اوزار ایسے مقامات پر بہت کارآمد ثابت ہوتے ہیں جہاں ہوا میں آگ پکڑنے والے بخارات پائے جاتے ہوں۔ کیونکہ سخت سطح پر رگڑنے سے چنگاریاں پیدا کرنے والی دھاتیں ان موقع پر آگ لگا سکتی ہیں۔

اس زمانے میں سجاوٹ و آرائش اور اوزار بنانے کے حوالے سے لوگ تانبے، چاندی اور سونے کو اتنی قدر کی نگاہ سے دیکھتے تھے کہ ان کی تھوڑی سی مقدار کے عوض کئی گائیں، منوں غلہ یا بکریوں کے بہت بڑے ریوڑ دیا کرتے تھے۔ پھر کم از کم جگدیش نے کی دور سے ان دھاتوں کو تجارتی کے ساتھ اپنے قبضہ میں رکھا جاسکتا تھا۔ اس لیے بھی ان کی اہمیت دو چند ہو جاتی تھی۔ سونے کے ایک ٹکڑے کی قیمت دس مویشی ہوتے تھے۔ سونے کا یہ ٹکڑا ان مویشیوں کی نسبت کہیں کم بوجھ ہوتا تھا اور اسے چارہ دینے کی بھی کوئی فکر نہیں ہوتی تھی۔ پھر جب کسی کو کھانے کے لیے مویشی درکار ہوتے تو وہ سونے کی عوض آسانی کے ساتھ مویشی بھی حاصل کرسکتا تھا۔ سونے کے تلاش میں انسان نے مجموعی طور پر پچاس ہزار ٹن سونا جمع کیا۔ یہ مقدار کچھ بھی زیادہ نہیں کیونکہ اس لحاظ سے یہ چند ایک فصوص (جن کا ذکر آخری باب میں کیا جائے گا) دھاتوں کے علاوہ سب سے کم یاب دھات ثابت ہوتی ہے۔

آج کل سونا زرمبادلہ کی حیثیت اختیار کر گیا ہے۔ سونا کم یاب ہے، خوبصورت ہے اور دھندلا نہیں ہوتا۔ اسے زیورات کی شکل میں لمبے عرصے تک رکھا جاسکتا ہے۔ چھ سو قبل مسیح کے لگ بھگ لیشیائے کوچک کے ایک ملک نے سونے کی ڈلیوں پر حکومتی مہر اور بادشاہ کی تصویر کندہ کرکے سکے جاری کیے۔ یہ مہر اس بات کی ضمانت ہوتی تھی کہ سونا خالص اور دیئے ہوئے وزن کے مطابق ہے۔ لوگوں میں عام اور مشکوک سونے کی ڈلیوں کے مقابلے میں ان سکوں کو خریدنے کا رجحان شروع ہوا۔

آج بھی سکے تانبے، چاندی اور سونے کی بھرتوں سے بنائے جاتے ہیں۔ کیونکہ خالص دھات اتنی نرم ہوتی ہے کہ اس کے سکے زیادہ دیر نہیں چل سکتے۔ مثال کے طور پر ہمارے ہاں پیسے ایک، دو اور پانچ پیسے کے سکے پیتل اور تانبے کے ہوتے تھے۔ اب یہ اور دس پیسے کے سکے ریلو مینیم اور تانبے کی بھرت سے بنائے جاتے ہیں، جبکہ پچیس اور پچاس پیسے کے سکے تانبے، قلعی اور نکل کی بھرت سے بنائے جاتے ہیں۔ افغانستان میں واقع ایک مقام بکٹریا سے زمانہ قدیم کے ایسے سکے ملے ہیں جن میں پچھتر فی صد تانبا اور پچیس فی صد قلعی تھی۔

تانبا زیورات اور سکوں کے علاوہ اور بھی کئی مفید کاموں کے لیے استعمال ہوتا ہے۔ کچھ عرصہ پیشتر گھریلو استعمال کے اکثر برتن تانبے اور پیتل کے ہوتے تھے۔ آج کل اس کا سب سے اہم استعمال یہ ہے کہ اس کے تاروں کے ذریعے بجلی ایک مقام سے دوسرے مقام تک پہنچائی جاتی ہے۔ ایسی اشیا جن میں سے بجلی کی رو آسانی کے ساتھ گزر جاتی ہو، موصل کہلاتی ہیں۔ اس کے برعکس جن اشیا میں سے بجلی نہ گزر سکے، غیر موصل کہلاتی ہیں۔ کیمیائی عناصر میں سے دھاتیں موصل ہوتی ہیں اور غیر دھاتی عناصر غیر موصل ہوتے ہیں۔ اس اصول میں کچھ استثنا بھی ہے۔ مثلاً بسمتھ اگرچہ دھات ہے، مگر یہ ایک اچھا موصل نہیں اور اسی طرح کاربن جو کہ ایک غیر دھاتی عنصر ہے، کم از کم گریفائیٹ کی صورت میں ایک اچھا موصل ہے۔

جب ہم بجلی کو ایک مقام سے دوسرے مقام تک پہنچاتے ہیں تو ہماری کوشش ہوتی ہے کہ راستے میں کم سے کم بجلی ضائع ہو۔ موصل جتنا اچھا ہو گا بجلی کا ضیاع اتنا کم ہو گا۔ کسی موصل کی بہتر کارکردگی کا پتہ یوں لگایا جاسکتا ہے کہ بجلی گزرتے وقت اس میں کتنی حرارت پیدا ہوتی ہے۔ یہ حرارت جو موصل کی برقی مزاحمت سے پیدا ہوتی ہے، بجلی کے ضیاع کی مقدار بتاتی ہے۔ کوئی موصل جتنا اچھا ہو گا اس کی اتنی ہی مزاحمت کم ہو گی اور بجلی کا ضیاع بھی اتنا کم ہو گا۔

بعض ایسے برقی کمالات بھی موجود ہیں جو بجلی کو حرارت میں تبدیل کرتے ہیں۔ ان میں مخصوص قسم کے تار شامل ہیں جو بہت زیادہ برقی مزاحمت رکھتے ہیں۔ بجلی کی رو

گزرنے پر یہ تار لال سرخ ہو جاتے ہیں۔ مثلاً جب برقی فیوز یا میٹر استعمال ہوتا ہے تو اس سے حرارت خارج ہوتی اور بجلی استعمال ہوتی ہے۔ اس وقت چونکہ حرارت درکار ہوتی ہے اس لیے ایسے گھات میں زیادہ سے زیادہ حرارت کے تار استعمال کیے جاتے ہیں۔

فرض کریں مختلف دھاتوں سے بنے ہوئے کئی تار ہیں۔ یہ تمام تار ایک ہی موٹائی اور لمبائی کے ہیں۔ اگر ان میں سے بجلی کی ایک جیسی ہی مقدار گزاری جائے تو معلوم ہو گا کہ ان تمام تاروں میں سے چاندی کے تار کم حرارت پیدا کرتے ہیں۔ اس لیے چاندی کو بجلی کا بہترین موصل کہا جاسکتا ہے۔ جبکہ دوسرے نمبر پر تانبا ہے۔

اگر بجلی کی موصلیت کی بنا پر دھاتوں کو نمبر دیئے جائیں تو چاندی کو 100، کاپر کو 95، سونے کو 67، ریوم مینیم کو 58 اور آئرن کو 16 نمبر ملیں گے۔ چونکہ تانبا چاندی جتنا موصل ہے اور قیمت کے لحاظ سے چاندی سے کہیں زیادہ سستا ہے اس لیے برقی وائرنگ میں زیادہ تر تانبا ہی استعمال ہوتا ہے۔ تانبے کی کل پیداوار کا قریباً نصف حصہ کسی نہ کسی طرح برقی ساز و سامان میں استعمال ہوتا ہے۔ بعض اوقات تانبا بچانے کی خاطر دور دراز مقامات پر بجلی پہنچانے کے لیے ریوم مینیم کے تار استعمال ہوتے ہیں۔ جہاں تک کیمیائی خواص کا تعلق ہے، اگرچہ قلوی دھاتیں بھی بہت زیادہ دھاتی خواص رکھتی ہیں، لیکن یہ بجلی کی اچھی موصل نہیں۔ قلوی دھاتوں میں سے سوڈیم بہترین موصل ہے اور مذکورہ بالا سکیل کے مطابق اس کے نمبر 35 ہیں۔

کوبالٹ کی طرح تانبا بھی زندہ خلیوں کے لیے ایک اہم نشان گر عنصر (Tracer element) ہے۔ کیکڑے، بھینگا مچھلی، گھونگے اور قیر ماہی کی طرح کے بعض جانداروں کا خون بالکل نیلا ہوتا ہے۔ ان کے خون میں ہیموسیانن (Hemocyanin) نام کا ایک کیمیائی مادہ شامل ہوتا ہے جو ہمارے خون میں موجود ہیموگلوبین کی طرح آکسیجن لے جانے کا کام کرتا ہے۔ ہیموسیانن ایک نیلا مرکب ہے اور اس کے مالیکیول میں تانبے کے ایٹم موجود ہوتے ہیں۔

ان تین دھاتوں میں تانبا سب سے کم فعال دھات ہے۔ اس لیے اس کے نمکیات بالکل بھی موذوں اور مناسب نہیں رہتے۔ کیونکہ جیسے ہی اسے ہوا لگتی ہے تو اس

کے ایٹم آکسیجن کے ساتھ تعامل کر کے کاپر آکسائیڈ بناتے ہیں۔ چنانچہ تانبے کی کوئی شے بھی ہوا میں پڑی رہے تو اس پر بھورے رنگ کے کاپر آکسائیڈ کی ایک تہ چڑھ جاتی ہے۔ پھر یہ تہ ہوا میں موجود سلفر کے مرکبات کے ساتھ ملنے کے بعد آہستہ آہستہ سبز پڑ جاتی ہے۔ دراصل سلفر کے ساتھ تعامل پر یہ تہ ایک اساسی سلفیٹ (کاپر سلفیٹ) بناتی ہے جس کا رنگ سبز ہوتا ہے۔ جبکہ سمندر کے قریب یہ تہ "اساسی کلورائیڈ" کی شکل اختیار کر لیتی ہے۔ اس کا رنگ بھی سبز ہوتا ہے۔ سمندر کے قریب اساسی کلورائیڈ بننے کی وجہ یہاں کی ہوا میں سوڈیم کلورائیڈ کا پایا جانا ہے۔

تانبے کی سطح پر یہ سبز مائل تہ دلکش بھی ہوتی ہے اور بعض اوقات اسے مفید بھی سمجھا جاتا ہے۔ اس کی اچھی مثال امریکہ میں نیویارک کے ساحل پر نصب آزادی کا مجسمہ ہے جو کاپر سے بنایا گیا ہے اور اس کا رنگ اب نیلا مائل سبز ہو چکا ہے۔ یہ تہ نیچے کے تانبے کو مزید تبدیلیوں سے محفوظ کر دیتی ہے۔

تانبے کی ایک بکثرت پائی جانے والی کی دھات میلاکائیٹ ہے۔ اس کا رنگ انتہائی دلکش ہوتا ہے اور اس سے بہت سی خوبصورت چیزیں بنائی جاتی ہیں۔ ترکوئٹ کئی صدیوں سے میلاکائیٹ کے ساتھ تانبے کے دیگر مرکبات سبز اور نیلے رنگ کے طور پر استعمال کرتے آرہے ہیں۔

تانبے کے ان مرکبات کا نیلا یا سبز رنگ تانبے کی وجہ سے نہیں بلکہ کسی اور جُز کی وجہ سے ہوتا ہے۔ مثلاً خالص اور خشک کاپر سلفیٹ (جس کے مالیکیول میں تانبے اور سلفر کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں) کا رنگ سفید ہوتا ہے۔ لیکن اگر اس میں پانی شامل کیا جائے تو کاپر سلفیٹ کا ہر ایک مالیکیول پانی کے پانچ پانچ مالیکیولوں کے ساتھ کمزور بندھن میں بندھ جاتا ہے۔ اس طرح کے کمزور بندھن میں پھنسنے والے پانی کو آبیدگی کا پانی (Water of hydration) کہا جاتا ہے۔ پھر اگر اس آبیدہ کاپر سلفیٹ کو، جس کا رنگ اب نیلا ہو گیا ہے، گرم کیا جائے تو اس میں سے آبیدگی کا پانی آسانی کے ساتھ نکل جاتا ہے۔ یہ نابیدہ کاپر سلفیٹ ہے اور اس کا رنگ سفید ہے۔

کاپر سلفیٹ کی طرح کئی اور بھی بہت سے نمکیات کو آبیدہ (Hydrated)

بنایا جاسکتا ہے ۔ اس عمل میں ان کی خصوصیات تبدیل ہو جاتی ہیں ۔ پھر جب گرم کر کے اس پانی کو خارج کیا جاتا ہے تو یہ مالیکیول نابیدہ (Anhydrous) کہلاتے ہیں ۔ عموماً یہ دیکھا گیا ہے کہ نابیدہ مکیات کی قلمیں نہیں بنتیں ۔ یہی حال کاپر سلفیٹ کا بھی ہے اور اسی وجہ سے آبیدگی کے پانی کو بعض اوقات قلماؤ کا پانی (Water of Crystallization) بھی کہا جاتا ہے ۔

پانی میں موجود خردبینی پودوں (ایلگی) کو ہلاک کرنے کے لیے کاپر سلفیٹ استعمال کیا جاتا ہے ۔ سوئمنگ پول کی اندرونی سطح اس مرکب یا تانبے کے کسی اور مرکب کی موجودگی کی وجہ سے عموماً نیلی نظر آتی ہے ۔ درختوں اور انگور کی بیلوں کے اوپر موجود طفیلی فطرت (Fungi) کو ہلاک کرنے کے لیے بھی اس مرکب کا چھڑکاؤ کیا جاتا ہے ۔

چاندی ایک خوبصورت دھات ہے ۔ اس سے ترے ، تھالیاں اور بٹھری کاٹنے جیسی گھریلو چیزیں بنائی جاتی ہیں ۔ تاہم اب سٹین لیس اسٹیل کے استعمال کی وجہ سے اس کے اس استعمال میں کمی واقع ہو رہی ہے ۔ لیکن اب بھی بہت سے لوگوں کے پاس چاندی کے چاقو ، کانٹے اور مختلف قسم کے بھچے موجود ہیں ۔ چاندی کی ایک بھرت کو ٹھوس سٹرلنگ چاندی کہتے ہیں ۔ اس سے بھی بہت سی چیزیں بنائی جاسکتی ہیں ۔ امریکہ میں اس بھرت میں نوّے فیصد چاندی اور دس فیصد تانبا ہوتا ہے ۔ انگلستان کی سٹرلنگ چاندی میں 92.5 فیصد چاندی اور 7.5 فیصد تانبا ہوتا ہے ۔ چاندی کی چادروں سے بھی مختلف چیزیں بنتی ہیں ۔ یہ چادریں دراصل لوہے جیسی کسی سستی دھات کی ہوتی ہیں اور ان پر برقی ملمع کاری (Electroplating) کے ذریعے چاندی کی پتلی سی تہ چڑھائی گئی ہوتی ہے ۔ چاندی بھی جلد ہی سلفر کے مرکبات کی وجہ سے میلی اور دھندلی پڑ جاتی ہے ۔ آج کے جدید صنعتی دور میں فیکٹریوں سے ایسا دھواں اٹھتا رہتا ہے جس میں سلفر کے مرکبات کی بھی معمولی سی مقدار شامل ہوتی ہے ۔ یہ مرکبات چاندی کے ساتھ ملاپ کر کے اس کے اوپر کالے ، بھورے رنگ کے ایک مرکب "سلور سلفائیڈ" کی تہ چڑھا دیتے ہیں ۔ انڈوں سے بھی چاندی پر داغ پڑ جاتے ہیں کیونکہ ان میں بھی سلفر کے مرکبات ہوتے ہیں ۔

سونا ان دھاتوں میں سب سے غیر عامل دھات ہے اس لیے یہ زیورات کے لیے

بہت ہی موزوں ہے ۔ اس پر آکسیجن یا سلفر کے مرکبات یا عام تیزاب کا کوئی اثر نہیں ہوتا ۔ تاہم خالص سونا زیورات بنانے کے حوالے سے بہت ہی نرم ہوتا ہے اور استعمال سے جلد ٹوٹتا ہے ۔ اس لیے اس میں تانبے کی تھوڑی سی مقدار ملا دی جاتی ہے تاکہ یہ قدرے سخت اور دیرپا ہو ۔

سونے کی خاصیت کو قیراط میں ناپا جاتا ہے ۔ چوبیس قیراط کا سونا مکمل طور پر خالص سونا ہوتا ہے ۔ زیورات کے لیے استعمال ہونے والا سونا چودہ قیراط کا ہوتا ہے ۔ اس میں چوبیس میں سے چودہ حصے (58 فیصد) خالص سونا اور دس حصے (42 فیصد) تانبا ہوتا ہے ۔

زیورات کے لیے استعمال ہونے والی اس بھرت میں تانبے کی مقدار بڑھا کر سونے کی قیمت کو کم کیا جاسکتا ہے ۔ لیکن ایک خاص حد کے بعد تانبے کی مقدار اتنی زیادہ ہو سکتی ہے کہ ہیئت ہی اس بھرت میں موجود تانبے سے اس کے مرکبات بننے کا عمل شروع ہو جاتا ہے ۔

کلورین سونے پر اثر انداز ہوتی ہے ۔ قرونِ وسطیٰ کے کیمیا دان اگرچہ کلورین کے متعلق کچھ زیادہ نہیں جانتے تھے ، تاہم انہوں نے تیزابوں کا ایک ایسا آمیزہ تیار کر لیا تھا جس میں سونا حل ہو جاتا ہے ۔ اس آمیزے میں تین حصے مرتکز ہائیڈروکلورک ایسڈ اور ایک حصہ مرتکز نائٹرک ایسڈ ہوتا ہے ۔ چونکہ اس آمیزہ میں دھاتوں کا بادشاہ یعنی سونا حل ہو جاتا ہے اس لیے انہوں نے اس کا نام ماءالملوک (Aqua regia) رکھا ۔ چنانچہ آج کے کیمیا دان بھی اس کے لیے یہی نام استعمال کرتے ہیں ۔ تیزابوں کے اس آمیزے میں موجود کوئی ایک تیزاب بھی بذات خود سونے پر اثر انداز نہیں ہوتا ۔ بلکہ ان تیزابوں کے ملاپ سے کلورین گیس بنتی ہے ، جس کی وجہ سے یہ آمیزہ سبز ہو جاتا ہے اور اس آمیزے سے اٹھتی ہوئی کلورین گیس کی بو محسوس بھی کی جاسکتی ہے ۔ یہ کلورین ہی ہے جو سونے کو حل کرتی ہے ۔

چونکہ چاندی قدرے غیر عامل دھات ہے ، اس لیے اسے مرکبات سے آسانی کے ساتھ علیحدہ کیا جاسکتا ہے ۔ چاندی کا ایک عام مرکب سلور کلورائیڈ ہے جس کے مالیکیول میں

سلور اور کلورین کا ایک ایٹم ہوتا ہے۔ اگر سلور کلورائیڈ کو کھلی ہوا میں رکھا جائے تو سورج کی روشنی اسے الگ الگ اجزا میں تحلیل کر دیتی ہے۔ یوں اس مرکب سے کلورین گیس کی شکل میں آہستہ آہستہ خارج ہو جاتی ہے اور چاندی باریک سفوف کی صورت میں باقی رہ جاتی ہے۔ دیگر کئی دھاتوں کی طرح یہ باریک سفوف بھی سیاہ رنگ کا ہوتا ہے۔

سورج کی روشنی کے علاوہ کئی ایسے کیمیکلز بھی ہیں جو سلور کلورائیڈ کے مالیکیول کو توڑ کر دھاتی چاندی بناتے ہیں۔ اگر سلور کلورائیڈ پر جیسے روشنی ڈالی جائے تو یہ کیمیکلز اس کو توڑنے کا یہ کام آسانی کے ساتھ انجام دے لیتے ہیں۔ اس عمل میں اگرچہ اتنی کم روشنی استعمال ہو کہ سلور کلورائیڈ کا ایک بھی مالیکیول اس سے نہ ٹوٹے، پھر بھی یہ روشنی سلور کلورائیڈ کے مالیکیولوں کو توڑنے کے لیے تیار کرتی ہے اور جب کیمیکلز کا استعمال ہوتا ہے تو بہت سا سلور کلورائیڈ ٹوٹ کر چاندی اور کلورین میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

اب اگر کسی کاغذ پر سلور کلورائیڈ (یا چاندی کا کوئی اور مرکب) مل کر اسے ایک تاریک ڈبے میں رکھ دیا جائے اور کسی چیز سے منعکس شدہ روشنی اس ڈبے میں کسی سوراخ سے یا فوکس کرنے والے عدسے سے داخل کی جائے تو اس کاغذ پر اس چیز کی شبیہ بنتی ہے۔ یوں چند لمحوں کے لیے روشنی ڈالنے کے بعد اس کاغذ کو ایک بار پھر تاریکی میں لے جا کر اس پر مختلف کیمیکلز لگائے جاتے ہیں تاکہ سلور کلورائیڈ کو تحلیل کیا جائے۔ ان کیمیکلز کو ہائپو کار (Developer) کہا جاتا ہے۔ یہ کیمیکلز صرف انہی مقامات پر لگے ہوئے سلور کلورائیڈ کی تحلیل کرتے ہیں جہاں جہاں منعکس شدہ روشنی پڑ چکی ہوتی ہے۔ یہ جگہیں چاندی کا سفوف بن جانے سے کالی پڑ جاتی ہیں۔ دیگر جگہوں پر البتہ کوئی اثر نہیں ہوتا اور یہ سفید ہی رہتی ہیں۔

اس طرح سے اس شبیہ کے وہ سفید حصے جو روشنی کو منعکس کرتے ہیں، کاغذ پر سیاہ رنگ میں ظاہر ہوتے ہیں۔ یوں سفید پتھر سے، سرخ ہونٹ اور کالے بالوں والے شخص کی شبیہ میں اس کا پتھر سیاہ، جبکہ ہونٹ اور بال سفید ہوتے ہیں۔ اس کو ہم فوٹو گرافی میں نیگیٹو کہتے ہیں۔

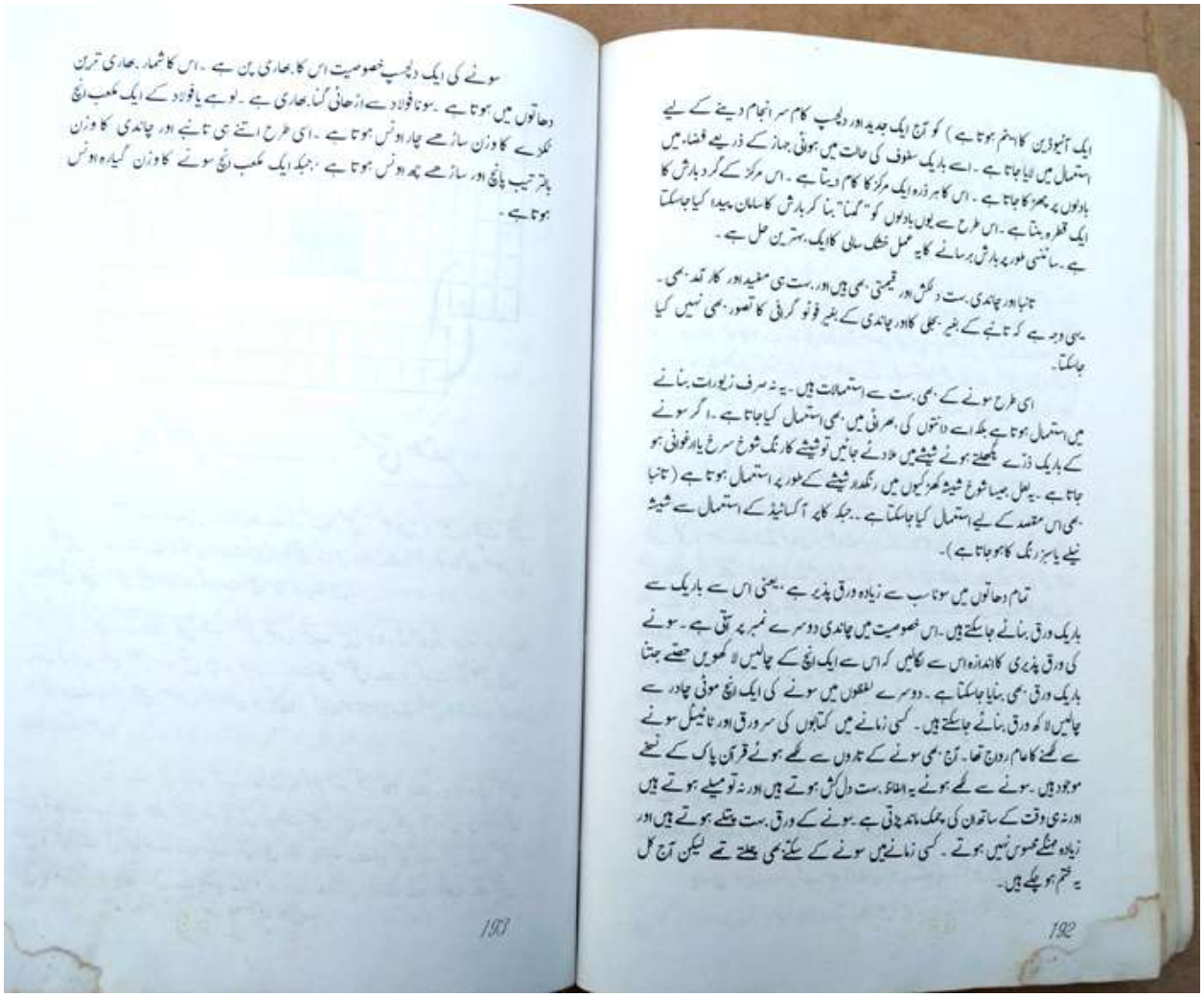
اگر یہ نیگیٹو شیشے کی طرح کی شفاف سطح پر اتارا گیا ہو، جس میں سے روشنی گزر

کر کسی سلور کلورائیڈ لگے کاغذ کے ٹکڑے پر پڑے تو متذکرہ بالا عمل کے الٹ عمل بھی دہرایا جا سکتا ہے۔ اس عمل میں بال اور ہونٹ والے مقامات سے روشنی گزر کر کاغذ پر پڑے گی اور یہ کالے ہو جائیں گے جبکہ پتھر سے میں سے روشنی نہیں گزرے گی اور یہ سفید ہو جائے گا۔ فوٹو گرافی میں اس طرح حاصل کردہ تصویر کو پازیٹو کہا جاتا ہے۔

اگر ان پازیٹو یا نیگیٹو تصاویر کو روشنی میں لایا جائے تو جیسے ان پر روشنی پڑے گی اس کے جو جو مقامات کالے نہیں ہوئے ہوں گے، وہ کالے ہونے شروع ہو جائیں گے۔ اسی لیے روشنی میں لانے سے پہلے ان پر ایک خاص قسم کا کیمیکل لگایا جاتا ہے جس کو مثبت کار (Fixer) کہا جاتا ہے۔ یہ باقی ماندہ تمام سلور کلورائیڈ کو تحلیل کر دیتا ہے اور صرف چاندی کا سیاہ سفوف بچتا ہے۔ اس مقصد کے لیے استعمال ہونے والا کیمیکل سوڈیم تھائیو سلفیٹ ہے جس کو عام طور پر ہائپو کہا جاتا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سوڈیم اور سلفر کے دو دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔

فوٹو گرافی کے عوامل کا مطالعہ سب سے پہلے 1837ء میں ایک فرانسیسی ایل جے ایم ڈاگوئرے (L.J.M.Doguerre) نے کیا۔ اس کے بعد فوٹو گرافی میں بہت جلد جلد ترقی ہوتی گئی۔ سلور کے اتنے حساس مرکبات تیار کئے گئے جو چند سیکنڈوں تک روشنی ملنے پر عکس بنا ڈالتے تھے۔ پہلے زمانے میں لوگ "پوز" بنا کر تیار بیٹھے رہتے تھے، آج کل چلتے پھرتے یکدم تصویر اتار لی جاتی ہے۔ لکڑی اور نائٹرک ایسڈ کے تعامل سے حاصل ہونے والا ایک کیمیکل جسے نائٹروسیلولوز کہتے ہیں، اتنا لچکدار اور شفاف ہوتا ہے کہ نیگیٹو اور پازیٹو تصاویر لینے کے لیے استعمال میں لایا جاتا ہے۔ امریکہ کے ایک شخص جارج ایسٹمان نے 1884ء میں اس قسم کی ایک فلم بنائی۔ چونکہ ایک لمبی فلم پر ہزاروں کی تعداد میں نیگیٹو تصاویر لی جا سکتی ہیں، اس لیے اب متحرک تصاویر کو فلمبند کرنا بھی آسان ہو گیا۔ 1909ء کی دہائی میں نائٹروسیلولوز کی جگہ نائٹروایسی میٹ نے لے لی۔ یہ بھی لکڑی سے حاصل کیا جاتا ہے، کیونکہ یہ بہت کم آگ پکڑتا ہے اور اس لیے خطرناک بھی نہیں ہوتا۔ چاندی کی کل پیداوار کا قریباً ساتواں حصہ آج کل فوٹو گرافی میں استعمال ہو رہا ہے۔

چاندی کا ایک اور مرکب سلور آیوڈائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں ایک چاندی اور



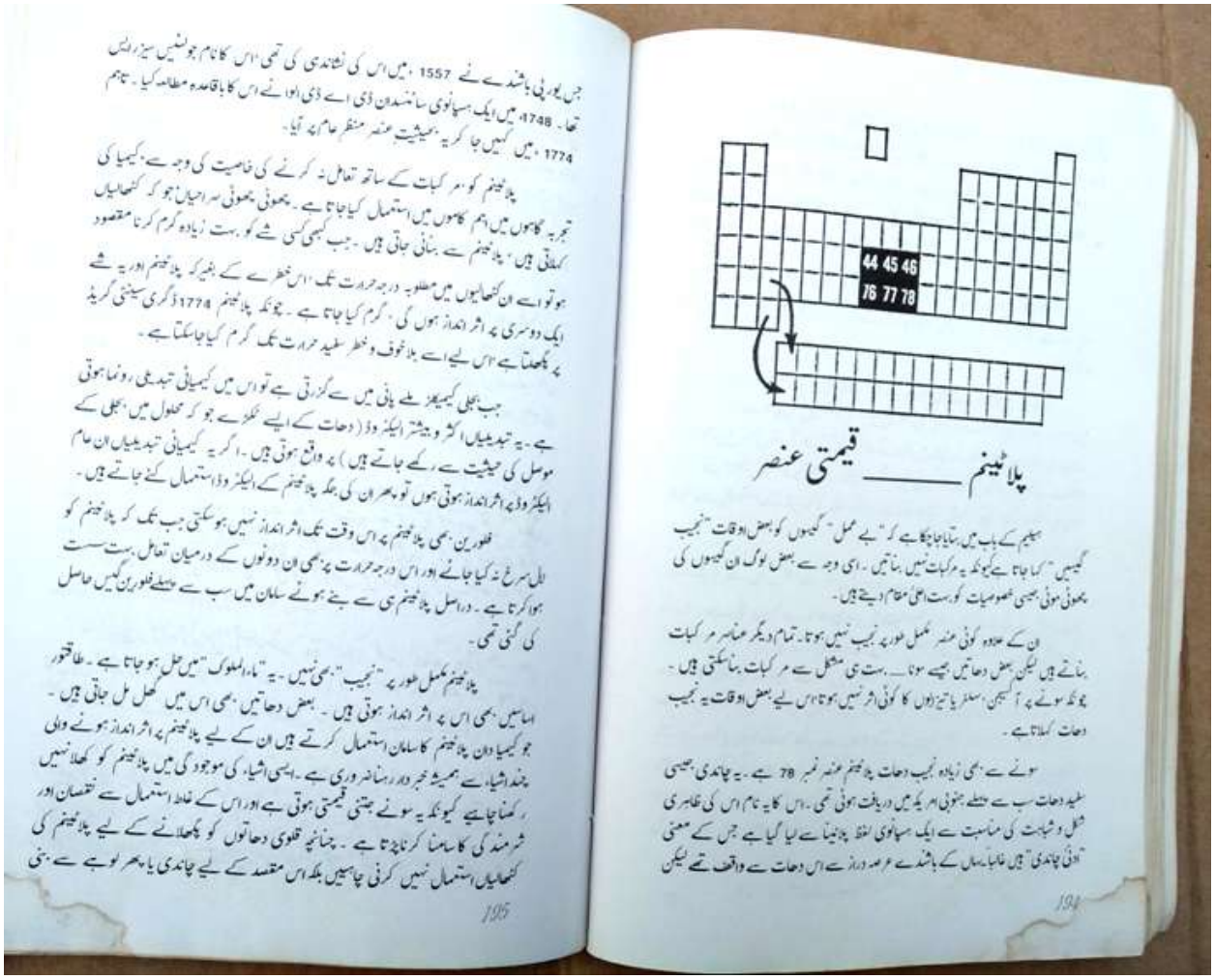
ایک آئیوڈین کا ہتم ہوتا ہے) کو آج ایک جدید اور دلچسپ کام سر انجام دینے کے لیے استعمال میں لایا جاتا ہے ۔ اسے باریک سفوف کی حالت میں ہوائی جہاز کے ذریعے فضاء میں بادلوں پر چھڑکا جاتا ہے ۔ اس کا ہر ذرہ ایک مرکز کا کام دیتا ہے ۔ اس مرکز کے گرد بارش کا ایک قطرہ بنتا ہے ۔ اس طرح سے یوں بادلوں کو "گھنا" بنا کر بارش کا سامان پیدا کیا جاسکتا ہے ۔ سائنسی طور پر بارش برسانے کا یہ عمل خشک سالی کا ایک بہترین حل ہے ۔

تانبا اور چاندی ، سستے دلکش اور قیمتی بھی ہیں اور سستے ہی مفید اور کارآمد بھی ۔ یہی وجہ ہے کہ تانبے کے بغیر بجلی کا اور چاندی کے بغیر فوٹو گرافی کا تصور بھی نہیں کیا جاسکتا ۔

اسی طرح سونے کے بھی سستے استعمالات ہیں ۔ یہ نہ صرف زیورات بنانے میں استعمال ہوتا ہے بلکہ اسے دانتوں کی بھرائی میں بھی استعمال کیا جاتا ہے ۔ اگر سونے کے باریک ذرّے پگھلتے ہوئے شیشے میں ملا دئے جائیں تو شیشے کا رنگ شوخ سرخ یا روغنی ہو جاتا ہے ۔ یہ لعل جیسا شوخ شیشہ گرجوں میں رنگدار شیشے کے طور پر استعمال ہوتا ہے (تانبا بھی اس مقصد کے لیے استعمال کیا جاسکتا ہے ۔ جبکہ کاپر آکسائیڈ کے استعمال سے شیشہ نیلے یا سبز رنگ کا ہو جاتا ہے) ۔

تمام دھاتوں میں سونا سب سے زیادہ ورق پذیر ہے ، یعنی اس سے باریک سے باریک ورق بنائے جاسکتے ہیں ۔ اس خصوصیت میں چاندی دوسرے نمبر پر آتی ہے ۔ سونے کی ورق پذیری کا اندازہ اس سے لگائیں کہ اس سے ایک انچ کے چالیس لاکھویں حصے جتنا باریک ورق بھی بنایا جاسکتا ہے ۔ دوسرے لفظوں میں سونے کی ایک انچ موٹی چادر سے چالیس لاکھ ورق بنائے جاسکتے ہیں ۔ کسی زمانے میں کتابوں کی سرورق اور ٹائیٹل سونے سے لکھنے کا عام رواج تھا ۔ آج بھی سونے کے تاروں سے لکھے ہوئے قرآن پاک کے نسخے موجود ہیں ۔ سونے سے لکھے ہوئے یہ الفاظ سستے دلکش ہوتے ہیں اور نہ تو میلے ہوتے ہیں اور نہ ہی وقت کے ساتھ ان کی چمک ماند پڑتی ہے ۔ سونے کے ورق سستے پتلے ہوتے ہیں اور زیادہ مہنگے محسوس نہیں ہوتے ۔ کسی زمانے میں سونے کے سکّے بھی چلتے تھے لیکن آج کل یہ ختم ہو چکے ہیں ۔

سونے کی ایک دلچسپ خصوصیت اس کا بھاری پن ہے ۔ اس کا شمار بھاری ترین دھاتوں میں ہوتا ہے ۔ سونا فولاد سے اڑھائی گنا بھاری ہے ۔ لوہے یا فولاد کے ایک مکعب انچ ٹکڑے کا وزن ساڑھے چار اونس ہوتا ہے ۔ اسی طرح اتنے ہی تانبے اور چاندی کا وزن بالترتیب پانچ اور ساڑھے پانچ اونس ہوتا ہے ۔ جبکہ ایک مکعب انچ سونے کا وزن گیارہ اونس ہوتا ہے ۔



پلاٹینم ـــــــ قیمتی عنصر

سیلیم کے باب میں بتایا جا چکا ہے کہ "بے عمل" گیسوں کو بعض اوقات "نجیب گیسیں" کہا جاتا ہے کیونکہ یہ مرکبات نہیں بناتیں۔ اسی وجہ سے بعض لوگ ان گیسوں کی بھوئی ہوئی جیسی خصوصیات کو بہت اعلیٰ مقام دیتے ہیں۔

ان کے علاوہ کوئی عنصر مکمل طور پر نجیب نہیں ہوتا۔ تمام دیگر عناصر مرکبات بناتے ہیں لیکن بعض دھاتیں جیسے سونا ـــ بہت ہی مشکل سے مرکبات بنا سکتی ہیں۔ چونکہ سونے پر آکسیجن، سلفر یا تیزابوں کا کوئی اثر نہیں ہوتا اس لیے بعض اوقات یہ نجیب دھات کہلاتا ہے۔

سونے سے بھی زیادہ نجیب دھات پلاٹینم عنصر نمبر 78 ہے۔ یہ چاندی جیسی سفید دھات سب سے پہلے جنوبی امریکہ میں دریافت ہوئی تھی۔ اس کا یہ نام اس کی ظاہری شکل و شباہت کی مناسبت سے ایک ہسپانوی لفظ پلاٹینا سے لیا گیا ہے جس کے معنی "ننھی چاندی" ہیں غالباً سپین کے باشندے عرصہ دراز سے اس دھات سے واقف تھے لیکن

جس یورپی باشندے نے 1557ء میں اس کی نشاندہی کی تھی اس کا نام جولیس سیزر اسکیلیگر تھا۔ 1748ء میں ایک ہسپانوی سائنسدان ڈی اے ڈی اولو نے اس کا باقاعدہ مطالعہ کیا۔ تاہم 1774ء میں کہیں جا کر یہ بحیثیت عنصر منظر عام پر آیا۔

پلاٹینم کو مرکبات کے ساتھ تعامل نہ کرنے کی خاصیت کی وجہ سے کیمیا کی تجربہ گاہوں میں ہم کاموں میں استعمال کیا جاتا ہے۔ بھوئی بھوئی سی اشیاء جو کہ کٹھالیاں کہلاتی ہیں، پلاٹینم سے بنائی جاتی ہیں۔ جب کبھی کسی شے کو بہت زیادہ گرم کرنا مقصود ہو تو اسے ان کٹھالیوں میں مطلوبہ درجہ حرارت تک اس خطرے کے بغیر کہ پلاٹینم اور یہ شے ایک دوسری پر اثر انداز ہوں گی، گرم کیا جاتا ہے۔ چونکہ پلاٹینم 1774ڈگری سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے اس لیے اسے بلا خوف و خطر سفید حرارت تک گرم کیا جا سکتا ہے۔

جب بجلی کیمیائی مادے پانی میں سے گزرتی ہے تو اس میں کیمیائی تبدیلی رونما ہوتی ہے۔ یہ تبدیلیاں اکثر و بیشتر الیکٹروڈ (دھات کے ایسے ٹکڑے جو کہ محلول میں بجلی کے موصل کی حیثیت سے رکھے جاتے ہیں) پر واقع ہوتی ہیں۔ اگر یہ کیمیائی تبدیلیاں ان عام الیکٹروڈ پر اثر انداز ہوتی ہوں تو پھر ان کی جگہ پلاٹینم کے الیکٹروڈ استعمال کئے جاتے ہیں۔

فلورین بھی پلاٹینم پر اس وقت تک اثر انداز نہیں ہو سکتی جب تک کہ پلاٹینم کو لال سرخ نہ کیا جائے اور اس درجہ حرارت پر بھی ان دونوں کے درمیان تعامل بہت سست ہوا کرتا ہے۔ دراصل پلاٹینم ہی سے بنے ہوئے سامان میں سب سے پہلے فلورین گیس حاصل کی گئی تھی۔

پلاٹینم مکمل طور پر "نجیب" بھی نہیں۔ یہ "ماء الملوک" میں حل ہو جاتا ہے۔ طاقتور اساسیں بھی اس پر اثر انداز ہوتی ہیں۔ بعض دھاتیں بھی اس میں گھل مل جاتی ہیں۔ جو کیمیاداں پلاٹینم کا سامان استعمال کرتے ہیں ان کے لیے پلاٹینم پر اثر انداز ہونے والی چند اشیاء سے ہمیشہ خبردار رہنا ضروری ہے۔ ایسی اشیاء کی موجودگی میں پلاٹینم کو کھلا نہیں رکھنا چاہیے کیونکہ یہ سونے جتنی قیمتی ہوتی ہے اور اس کے غلط استعمال سے نقصان اور شرمندگی کا سامنا کرنا پڑتا ہے۔ چنانچہ قلوی دھاتوں کو پگھلانے کے لیے پلاٹینم کی کٹھالیاں استعمال نہیں کرنی چاہییں بلکہ اس مقصد کے لیے چاندی یا پھر لوہے سے بنی

کھالیاں استعمال کی جاتی تھیں۔

پلاٹینم کم یاب اور "عظیم عامل" ہونے کی وجہ سے زیورات کے لیے بہت ہی موزوں ہے اور اس میں میرے بغیر رنگ چڑھے جاتے ہیں۔ پلاٹینم ان دھاتوں میں سے ہے جن کو سونے میں اس کا زرد رنگ زائل کرنے کے لیے دیا جاتا ہے۔ اس قسم کا عام سفید سونا 10 فیصد نکل اور قلیل مقدار میں زنک پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس کی ایک زیادہ قیمتی قسم پلاٹینم سونا کہلاتی ہے جس میں تین حصے سونا اور دو حصے پلاٹینم ہوا کرتا ہے۔ سفید سونا عموماً زیورات بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

روس میں جب معمولی دلدل پلاٹینم حاصل کیا گیا تو چند دھوکہ باز ظاہر ہوئے اس پر سونے کی تہ چڑھا کر اسے سونے کے طور پر استعمال کرنا شروع کر دیا۔ مابعد 1830ء اور 1840ء کے دہائیوں میں حکومت روس کی طرف سے پلاٹینم کے سکے جاری ہوئے۔ لیکن جب پلاٹینم کی قیمت بہت زیادہ بڑھ گئی تو اس سے سکے بنانا متروک ہو گئے اور دھوکہ بازی کے لیے اس کا استعمال بھی ختم ہو گیا۔

پلاٹینم سے ملتی جلتی دیگر دھاتیں بھی اس کے ساتھ اس کی کچ دھات میں پائی جاتی ہیں۔ ایسی دھاتوں کی تعداد پانچ ہے۔ پلاٹینم سمیت یہ دھاتیں "پلاٹینم دھاتیں" کہلاتی ہیں۔ ان چھ دھاتوں کو تین تین دھاتوں پر مشتمل دو گروہوں میں تقسیم کیا گیا ہے جو کہ سرگرفتہ کہلاتے ہیں۔ تین عناصر پر مشتمل ان گروہوں میں عناصر کی ترتیب سلسلہ وار ہوتی ہے۔

پہلے سرگرفتہ گروہ میں روتھینیم عنصر 44، روڈیم عنصر 45 اور پلاڈیم عنصر 46 شامل ہیں۔ جبکہ دوسرا سرگرفتہ اوسمیم عنصر 76، اریڈیم عنصر 77 اور پلاٹینم عنصر 78 پر مشتمل ہوتا ہے۔ ان میں سے پلاڈیم کے علاوہ باقی تمام عناصر سونے سے ملتے ہیں۔

اگر آپ دوری جدول پر نظر ڈالیں تو آپ پر واضح ہو جائے گا کہ یہ دونوں سہ گرفتے ایک اور سرگرفتہ (آئرن، کوبالٹ اور نکل یعنی عنصر 26، 27 اور 28) کے عین نیچے واقع ہیں۔ پلاٹینم کی دھاتیں لوہے، کوبالٹ اور نکل کے ساتھ کوئی مشابہت نہیں رکھتیں بلکہ یہ ایک دوسرے کے لیے اتنی اجنبی نہیں ہوتیں۔ کینیڈا میں نکل کی کانوں میں

قلیل مقداروں میں پلاٹینم والے عناصر بھی پائے جاتے ہیں۔

پلاٹینم کی دریافت کے 70 سال بعد بھی پلاٹینم کی دھاتوں میں سے کوئی دوسری دھات دریافت نہیں ہوئی تھی۔ 1803ء سے 1805ء کے عرصے میں پلاٹینم کی باقی ماندہ پانچ دھاتوں میں سے دیگر چار متوتہ دھاتیں علیحدہ کر لی گئی تھیں

ایک برطانوی سائنسدان ولیم ہائیڈ ولاسٹن نے پلاڈیم اور روڈیم دریافت کئے۔ روڈیم یونانی لفظ سے جس کے معنی "سرخ گلاب" ہیں۔ چونکہ اس کے بعض مرکبات کا رنگ سرخ ہوتا ہے۔ اس لیے اس نے اس عنصر کا نام روڈیم رکھا۔ پلاڈیم کا نام اس نے سیارچہ "پالس" کی مناسبت سے رکھا جو کہ اس عنصر کی دریافت سے چند ماہ پہلے آسمان پر دیکھا گیا تھا۔ اس دوران ایک اور برطانوی سمتھسن ٹینینٹ "مادالملوک" میں حل شدہ خام پلاٹینم کے بچے کھچے مواد کا مطالعہ کر رہا تھا جس میں اسے دو عنصر اوسمیم اور اریڈیم ملے۔ اوسمیم کا نام ایک یونانی لفظ سے لیا گیا تھا جس کے معنی "سونگھنا" ہیں کیونکہ آکسیجن کے ساتھ اس کا مرکب "اوسمیم ٹیٹرا آکسائیڈ" ایک مخصوص تیز اور چبھنے والی بُو رکھتا ہے۔ اوسمیم ٹیٹرا آکسائیڈ بھی زہریلا ہوتا ہے جس کے ایک مالیکیول میں اوسمیم کا ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔ اریڈیم کا نام اس نے لاطینی زبان سے لیا تھا جس کے معنی "قوس قزح" ہیں۔ کیونکہ اس کے مرکبات مختلف رنگوں کے ہوتے ہیں ـــــ زیادہ تر سبز، سرخ اور بنفشی۔

روتھینیم چونکہ عام پلاٹینم میں بہت ہی کم مقدار میں پایا جاتا ہے اس لیے یہ ایک عرصہ نظروں سے اوجھل رہا۔ یہ پلاٹینم کی دھاتوں میں سے نایاب ترین عنصر ہے۔ لیکن آخر کار 1844ء میں ایک کیمیا دان سی ای کلاؤز نے روس کے "یورال" پہاڑوں سے حاصل کردہ پلاٹینم کی کچ دھات پر کام کرتے ہوئے اسے دریافت کیا اور اس کا نام روس کے قدیم نام روتھینیا کی مناسبت سے روتھینیم رکھا۔

چونکہ اوسمیم اور اریڈیم مادالملوک میں حل شدہ خام پلاٹینم کے بچے کھچے مواد سے حاصل کئے گئے تھے اس لیے یہ بات عیاں ہے کہ مادالملوک کا ان عناصر پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔ یہ پلاٹینم سے بھی زیادہ نجیب ہوتے ہیں۔ ان سے بنی ہوئی کھالیاں اس درجہ حرارت

یہ بھی کام میں لائی جا سکتی ہیں جس پر پلاٹینم کی کھالیاں نرم پڑ جاتی ہیں۔ تاہم پلاٹینم کی طرح پلاڈیم مالیکیولوں میں حل پذیر ہے۔ غالباً تمام دھاتوں میں عجیب ترین دھات "پلاڈیم" ہے۔

چاندی پر بعض اوقات روڈیم یا پلاڈیم کی تہ چڑھائی جاتی ہے اور اسے آئینوں اور سرچ لائٹ ریفلیکٹروں میں استعمال کیا جاتا ہے۔ یوں یہ سفید کے مرکبات کی وجہ سے دھندلے پڑنے سے محفوظ رہتے ہیں۔ اور ان کی سطح پر کی گئی پالش کی چمک دمک مستقل طور پر قائم رہتی ہے۔

اوسمیم اور ریڈیم پلاٹینم سے سخت تر ہیں۔ دراصل خاص پلاٹینم لیبارٹریوں کے سامان میں استعمال کے لیے ایک بہترین نرم دھات ہے۔ تاہم اس کو قدرے سخت بنانے کے لیے اس میں ریڈیم کی معمولی مقدار (دس فیصد) شامل کی جاتی ہے۔ تاکہ اسے آسانی سے استعمال کیا جا سکے۔

ریڈیم اور پلاٹینم کی یہی بھرت پیمائش وہ وزن کے معیاری باٹ بنانے میں استعمال ہوتی ہے (یہ پیمائش کی بنیادی اکائیاں ہوتی ہیں جن کے ساتھ اوزان کی دیگر یکساں پیمائشوں کا موازنہ کیا جاتا ہے)۔ چنانچہ پیرس کے نواح میں ایک مقام پر پلاٹینم اور ریڈیم کی ایک سلاخ رکھی گئی ہے جس پر دو نشانات کندہ ہیں۔ صفر درجہ سینٹی گریڈ پر ان نشانات کے درمیانی فاصلے کو ایک میٹر مانا گیا ہے۔ یہ عالمی معیاری میٹر ہے۔ دنیا کے بیشتر ممالک اس بات پر متفق ہیں کہ اپنے اپنے پیمائش کے نایوں کو اس میٹر کے مطابق بنایا کریں۔ ایک میٹر کی معیاری لمبائی 39.37 انچ ہوتی ہے۔ جبکہ ایک گز کی لمبائی 36 انچ ہوتی ہے۔ اس طرح میٹر، گز سے 3.37 انچ بڑا ہوتا ہے۔

اسی بھرت پر ریڈیم پلاٹینم کا ایک ٹکڑا بھی موجود ہے جس کا وزن ایک کلو گرام ہے۔ یہ وزن کا معیاری ناپ ہے (ایک کلو گرام قریباً 2.2 پونڈ کے برابر ہوتا ہے)۔

اوسمیم اور ریڈیم مل کر ایک بھرت بناتے ہیں جو اوسمریڈیم کہلاتی ہے۔ یہ بھرت قدرتی طور پر پائی جاتی ہے اور عموماً پلاٹینم کی دیگر دھاتیں بھی اس میں شامل ہوتی

ہیں۔ یہ بہت سخت ہوتی ہے اور بعض اوقات اس سے فونٹین پن کی نب اور فونو گراف کی سوئیاں بنائی جاتی ہیں۔

پلاٹینم کی دھاتیں بجلی کا اچھا موصل نہیں ہوتیں۔ یہ خاصیت بعض اوقات فائدہ مند ثابت ہوتی ہے۔ بجلی کا ایک ناقص موصل (اس کے بارے میں آپ باب نمبر 15 میں پڑھ چکے ہیں)۔ بجلی کی رو گزرنے پر گرم ہوتا ہے۔ اگر اس موصل کا تار باریک ہو تو یہ سفید روشنی سے چمک اٹھتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ایک زمانہ میں اوسمیم کو برقی بلبوں کے فلامنٹ بنانے میں استعمال کیا جاتا تھا۔ تمام پلاٹینم دھاتوں میں اوسمیم کا نقطہ۔ پگھلاؤ (2750 ڈگری سینٹی گریڈ) سب سے اونچا ہے اور روشنی دینے والی سفید حرارت پر یہ پگھلتا نہیں۔

پلاٹینم کی دھاتیں بھاری ہوتی ہیں۔ روتھینیم، روڈیم اور پلاڈیم چاندی سے بھاری ہیں۔ اوسمیم، ریڈیم اور پلاٹینم سونے سے بھاری ہیں اور درحقیقت زمین میں موجود تمام اشیاء سے بھاری ہیں۔

پلاٹینم سونے سے دس فی صد بھاری ہے۔ سونے کی 44 پاؤنڈ وزنی اینٹ کی بجائے اگر پلاٹینم کی اینٹ ہو تو اس کا وزن 49 پاؤنڈ ہو گا۔ ریڈیم اور اوسمیم اس سے بھی بھاری ہیں۔ ان دونوں دھاتوں میں سے کسی ایک سے بنی ہوئی اینٹ کا وزن 51 پونڈ ہو گا۔ (اوسمیم ریڈیم سے معمولی بھاری ہے اور تمام اشیاء میں سب سے بھاری ہے)۔

پلاٹینم کی موجودگی سے پائیڈروجن عام کمرے کے درجہ حرارت پر بھی آکسیجن کے ساتھ مل کر کے کئی ایک نامیاتی مالیکیولوں کے ساتھ محبت جتاتا ہے۔ پلاٹینم ہی کی موجودگی میں آکسیجن سلفر ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ عمل کر کے سلفر ٹرائی آکسائیڈ بناتا ہے۔ جو کہ ایک بہت ہی مفید تیزاب (سلفیورک ایسڈ) کی تیاری کا ایک مرحلہ ہے۔ ان تمام تعاملات میں پلاٹینم ایک عمل انگیز کے طور پر کام کرتا ہے۔

اگر اس مقصد کے لیے پلاٹینم کو چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں کی شکل میں کاٹ دیا جائے تو یہ بہتر طور پر کام کرتا ہے۔ جب اس کا سفوف بنایا جاتا ہے تو یہ بھی دیگر دھاتوں کی طرح سیاہ نظر آتا ہے۔ اس حالت میں یہ نقرہ سیاہ کہلاتا ہے۔ اس کی نقل و

حرکت اور استعمال کو آسان بنانے کے لیے اسے کسی غیر عامل شے مثلاً لیسداس پر لگایا جاتا ہے۔ پلاٹینم لیسداس مختلف صنعتی عوامل میں کام آتا ہے۔ بعض ایسے کیمیائی تعاملات جن کے لیے عرصہ دراز درکار ہوتا ہے اس کی موجودگی میں یکدم وقوع پذیر ہو جاتے ہیں۔ یہ تعاملات وقار تیز کرنے کا ایک راستہ ہے جو نظریاتی امکانات کو عملی شکل دینے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

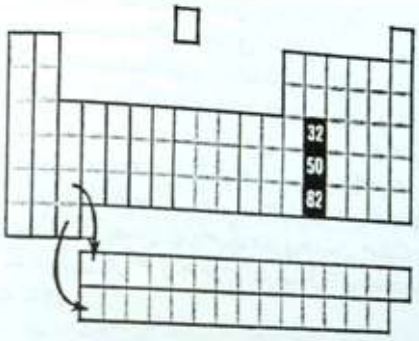
مسئلہ صرف یہ ہے کہ پلاٹینم بہت قیمتی ہوتا ہے۔ اس کا حل یہ نکالا گیا ہے کہ اس کی بجائے دیگر عمل انگیز مادے استعمال میں لائے جاتے ہیں جو کسی حد تک پلاٹینم کی طرح کام کرتے ہیں۔ اگرچہ یہ عموماً اتنے اچھے عمل انگیز نہیں ہوتے لیکن ان کی کم قیمت کی وجہ سے انہیں قبول کرنا پڑتا ہے۔

پائیڈروجن کے تعاملات میں پیلاڈیم بھی ایک اچھا عمل انگیز ثابت ہوتا ہے۔ اس کی ایک دلچسپ خصوصیت پائیڈروجن کو جذب کرنا ہے۔

عام درجہ حرارت پر پیلاڈیم کا کوئی ٹکڑا اپنے حجم سے پانچ سو گنا زیادہ پائیڈروجن جذب کرتا ہے۔ یوں اس کی جسامت قدرے بڑھ جاتی ہے۔ زیادہ درجہ حرارت پر یہ اس سے بھی زیادہ پائیڈروجن جذب کرتا ہے۔ پائیڈروجن پیلاڈیم کی کسی شیٹ میں ایک سرے سے داخل ہو کر سیدھا دوسری طرف سے خارج رستا ہوتا ہے۔ پلاٹینم کی دیگر دھاتیں بھی پائیڈروجن جذب کرتی ہیں مگر پیلاڈیم جتنی نہیں۔

پیلاڈیم بھی پلاٹینم کی طرح زیورات بنانے کے کام آتا ہے۔ اس سے ایک اور قسم کا سفید سونا بنایا جاتا ہے (اس کا ذکر اسی باب میں کیا جائے گا)۔ نو حصے سونا ایک حصہ پیلاڈیم میں شامل کرنے سے ایک ایسا دھات بنتی ہے جو پیلاڈیم سونا کہلاتی ہے اور اس کی رنگت سفید ہوتی ہے۔

پلاٹینم دیگر دھاتوں کی طرح درجہ حرارت بڑھنے پر پھیلتا اور کم ہونے سے سکڑتا ہے۔ اس کے پھیلنے اور سکڑنے کی شرح بالکل عام شیشے جیسی ہوتی ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ اگر پلاٹینم کے گرد لپٹے ہوئے شیشے کو گرم بنایا جائے تو حرارت کی تبدیلی پر ان دونوں اشیاء کے پھیلنے اور سکڑنے کی شرح یکساں ہو گی۔ زیادہ تر دھاتیں شیشے کی نسبت درجہ حرارت کی تبدیلی سے کم یا زیادہ پھیلتی اور سکڑتی ہیں۔ اگر ایسی کسی دھات کے تاروں کے گرد شیشے کو گرم بنایا جائے تو جب بھی درجہ حرارت میں تبدیلی ہو گی۔ ایک مخصوص مقدار میں کھنچاؤ پیدا ہو گا۔ نتیجتاً کچھ نہ کچھ ٹوٹ پھوٹ ضرور ہو گی۔ یہی وجہ ہے کہ برقی بلبوں کے اندرونی تاروں کو شیشہ میں سے باہر کے تاروں کے ساتھ پلاٹینم کے بھونے بھونے تاروں کے ساتھ جوڑا جاتا ہے۔ آج کل اس مقصد کے لیے ہم ایک مخصوص، سخت استعمال کرتے ہیں جو کہ سستی دھاتوں کے ملانے سے حاصل کی جاتی ہے۔ یہ سخت شیشے کی شرح سے سکڑتی اور پھیلتی ہے۔ اس لیے پلاٹینم کے تاروں کی بجائے اب اس سخت کے تار استعمال کئے جاتے ہیں۔ اس قسم کی سخت میں سے ایک نکل آئرن ہے اور اسے پلانیائیٹ کہتے ہیں۔



قلعی اور سیسہ ــــ دو اہم اور معروف دھاتیں

کاربن اور سیلکان دونوں اگرچہ بذاتِ خود غیر دھات ہیں لیکن دوری جدول میں ان کے نیچے تین دھاتیں موجود ہیں۔ ان میں سے دو دھاتوں سے ہم سب بخوبی واقف ہیں۔ یہ دونوں اتنی معروف دھاتیں ہیں کہ زمانہ قدیم کا انسان بھی ان سے واقف تھا۔ یہ دو دھاتیں سیسہ (Lead) اور قلعی (Tin) ہیں۔ کیمیا میں ان دونوں عناصر کی علامتیں ان کے قدیم انگریزی نام پلمبم اور سٹینم سے لی گئی ہیں جس طرح سونے اور چاندی کے لیے ان کے لاطینی نام کے رسمی حروف کو علامت کے طور پر اختیار کیا گیا ہے۔ دوری جدول میں سیسے کا نمبر 82 اور قلعی کا نمبر 50 ہے۔ ان دھاتوں کے مختلف نمونے (یا بہتر) تین ہزار قبل مسیح کی باقیات میں پائے گئے ہیں۔

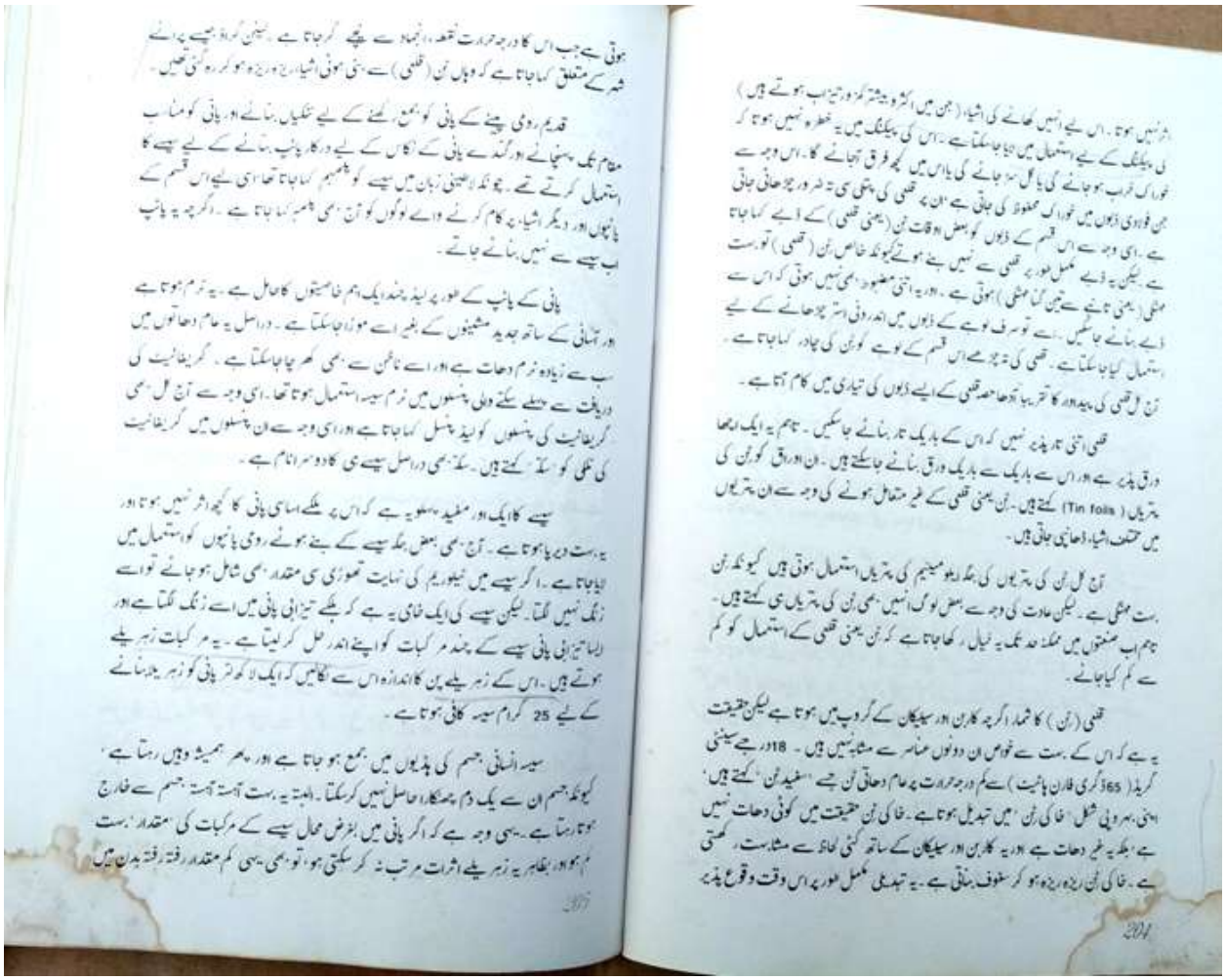
جیسے پہلے قلعی کا زیادہ تر استعمال کانسی کی تیاری میں ہوتا تھا۔ ہزاروں سالوں سے اس بہتر کو سخت ترین دھات مانا جاتا تھا (آج کل اس میں تھوڑی سی فاسفورس ملا کر زمانہ قدیم کی نسبت زیادہ مضبوط کانسی تیار کی جاتی ہے)۔ کہا جاتا ہے کہ فراعنہ مصر نے،

جو خود بحیرہ روم کے مشرقی ساحل پر رہتے تھے ــ عراق و قبرص کے آخری سرے تک کا طویل سفر محض قلعی کے پہاڑ اور جزائر کی تلاش کے لیے اختیار کیا تھا۔ وہ اپنے ساتھ قلعی کی دھات لے جانا چاہتے تھے۔ انہوں نے قلعی کے ان جزائر والے پوشیدہ مقامات کو ایک راز رکھا، کیونکہ اس بات کا صرف انہیں ہی پتہ تھا کہ قلعی کی کچی دھات کہاں پر ملتی ہے۔ یوں وہ اس کے (قلعی کے) عوض منہ مانگی قیمت حاصل کیا کرتے تھے۔ آج ہمیں معلوم ہے کہ قلعی کے جزائر برطانیہ کے شمال مغرب میں واقع کارنش کے اضلاع میں پائے جاتے ہیں۔ اس کے علاوہ کچھ جزائر ساحل کے دوسری جانب بھی واقع ہیں۔

آج بھی وہاں سے قلعی سٹینک آکسائیڈ کی صورت میں حاصل کی جاتی ہے۔ سٹینک آکسائیڈ کے مالیکیول میں ٹن کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ (سٹینک کا لفظ لاطینی زبان کے سٹینم سے اخذ کیا گیا ہے جس کے معنی قلعی کے ہیں)۔ سٹینک آکسائیڈ کی کچی دھات کو کیسیٹیرائٹ یعنی قلعی کا معدن کہا جاتا ہے۔ اس قسم کے خاص سٹینک آکسائیڈ کو (قدرتی طور پر پایا جانے والا کچی دھات غیر خالص ہوتا ہے) ملمع اینمل تیار کرنے کے لیے روغن میں ملایا جاتا ہے۔ چونکہ یہ شفاف شے کو غیر شفاف بناتا ہے اس لیے اسے ناشفاف گر (Opacifier) بھی کہا جاتا ہے۔

آج کل انگلستان میں قلعی کے ذخائر ختم ہونے کے قریب ہیں۔ اب اسے جنوب مشرقی ایشیا میں جزیرہ نما ملے (Malay) سے حاصل کیا جا رہا ہے۔ اس کی کچھ مقدار جنوبی امریکہ کے علاقے بولیویا سے بھی حاصل ہوتی ہے۔ جنگ عظیم دوم کے دوران جب جاپان نے جزیرہ نما ملے پر قبضہ کیا تو امریکہ کے لیے قلعی کے اپنے ذخائر کو برقرار رکھنا نہایت مشکل ہو گیا تھا۔ ان دنوں امریکہ میں لوگوں کو ٹوتھ پیسٹ خریدتے وقت خالی ٹیوب واپس کرنی پڑتی تھی کیونکہ یہ قلعی سے بنی ہوتی تھی۔

قلعی سے آج بھی کانسی بنائی جاتی ہے لیکن اب اس کا یہ واحد استعمال نہیں اور مہنگی ہونے کی وجہ سے کانسی میں ریلومینیم استعمال کیا جانے لگا ہے۔ اس قسم کی ریلومینیم والی کانسی کو تقریباً تمام مقاصد کے لیے بخوبی استعمال کیا جا سکتا ہے۔ قلعی کی سطح کو خوب چمکایا بھی جا سکتا ہے اور اس پر آکسیجن، پانی یا کمزور تیزاب کا کچھ



ہوتی ہے جب اس کا درجہ حرارت نقطہ انجماد سے نیچے گر جاتا ہے۔ یخ بستہ گرما جیسے پرانے شہر کے متعلق کہا جاتا ہے کہ وہاں ٹن (قلعی) سے بنی ہوئی اشیا رائج ہو کر رہ گئی تھیں۔

قدیم رومی پینے کے پانی کو جمع رکھنے کے لیے ٹنکیاں بنانے اور پانی کو مناسب مقام تک پہنچانے اور گندے پانی کے نکاس کے لیے درکار پائپ بنانے کے لیے سیسے کا استعمال کرتے تھے۔ چونکہ لاطینی زبان میں سیسے کو plumbum کہا جاتا تھا اسی لیے اس قسم کے پائپوں اور دیگر اشیا پر کام کرنے والے لوگوں کو آج بھی plumber کہا جاتا ہے۔ اگرچہ یہ پائپ اب سیسے سے نہیں بنائے جاتے۔

پانی کے پائپ کے طور پر لیڈ چند ایک اہم خاصیتوں کا حامل ہے۔ یہ نرم ہوتا ہے اور آسانی کے ساتھ جدید مشینوں کے بغیر اسے موڑا جا سکتا ہے۔ دراصل یہ عام دھاتوں میں سب سے زیادہ نرم دھات ہے اور اسے ناخن سے بھی کھرچا جا سکتا ہے۔ گریفائیٹ کی دریافت سے پہلے سکے ڈھلی پنسلوں میں نرم سیسہ استعمال ہوتا تھا۔ اسی وجہ سے آج کل بھی گریفائیٹ کی پنسلوں کو لیڈ پنسل کہا جاتا ہے اور اسی وجہ سے ان پنسلوں میں گریفائیٹ کی نلکی کو لیڈ کہتے ہیں۔ لیڈ بھی دراصل سیسے ہی کا دوسرا نام ہے۔

سیسے کا ایک اور مفید پہلو یہ ہے کہ اس پر ہلکے اساسی پانی کا کچھ اثر نہیں ہوتا اور یہ بہت دیرپا ہوتا ہے۔ آج بھی بعض جگہ سیسے کے بنے ہوئے رومی پائپوں کو استعمال میں لایا جاتا ہے۔ اگر سیسے میں نیلوریم کی نہایت تھوڑی سی مقدار بھی شامل ہو جائے تو اسے زنگ نہیں لگتا۔ لیکن سیسے کی ایک خامی یہ ہے کہ ہلکے تیزابی پانی میں اسے زنگ لگتا ہے اور ایسا تیزابی پانی سیسے کے چند مرکبات کو اپنے اندر حل کر لیتا ہے۔ یہ مرکبات زہریلے ہوتے ہیں۔ اس کے زہریلے پن کا اندازہ اس سے لگائیں کہ ایک لاکھ لٹر پانی کو زہریلا بنانے کے لیے 25 گرام سیسہ کافی ہوتا ہے۔

سیسہ انسانی جسم کی ہڈیوں میں جمع ہو جاتا ہے اور پھر ہمیشہ وہیں رہتا ہے، کیونکہ جسم ان سے یک دم چھٹکارا حاصل نہیں کر سکتا۔ البتہ یہ بہت آہستہ آہستہ جسم سے خارج ہوتا رہتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ اگر پانی میں بالفرض محال سیسے کے مرکبات کی مقدار بہت کم ہو اور بظاہر یہ زہریلے اثرات مرتب نہ کر سکتی ہو، تو بھی یہی کم مقدار رفتہ رفتہ بدن میں

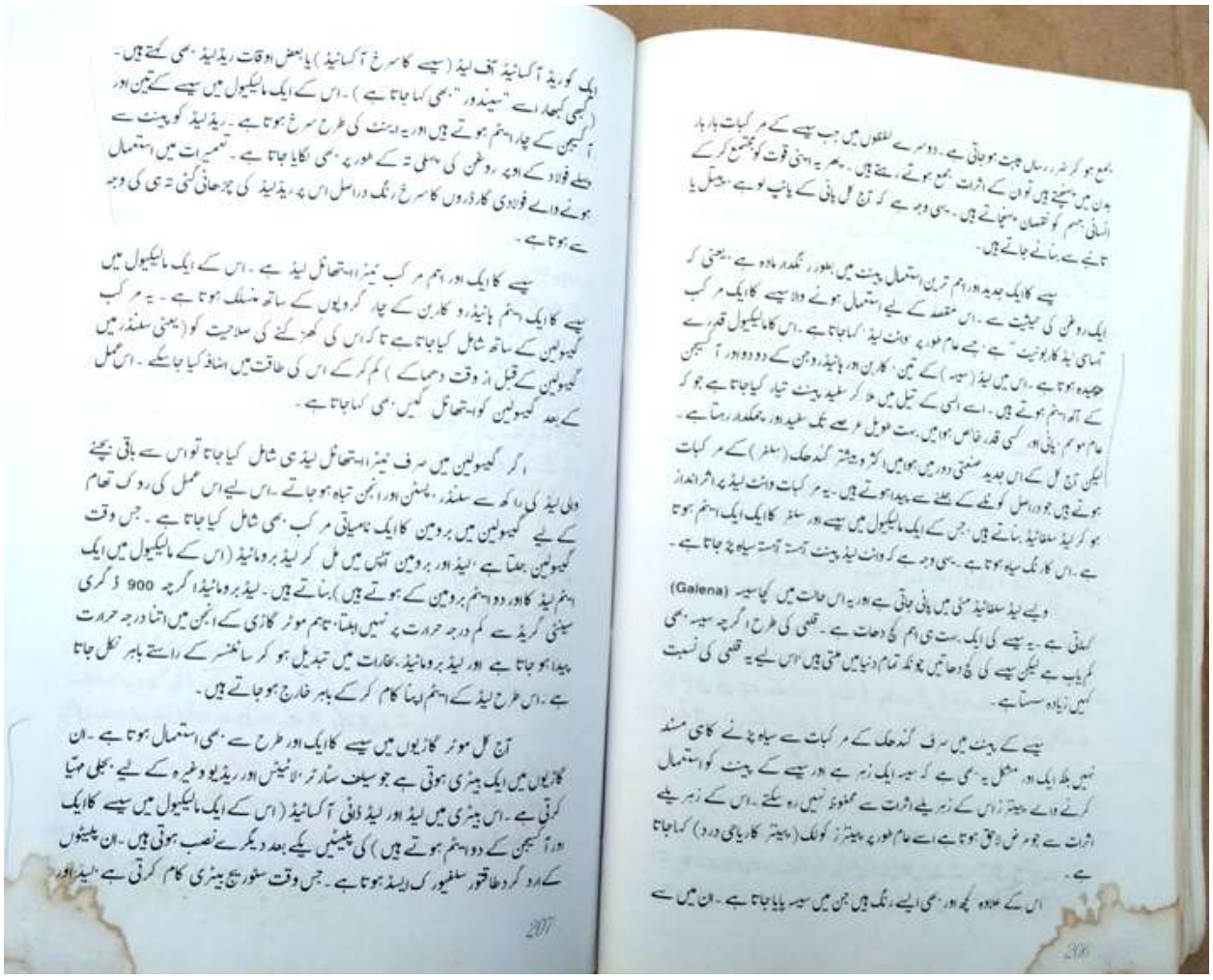
نہیں ہوتا۔ اس لیے انہیں کھانے کی اشیا (جن میں اکثر و بیشتر کمزور تیزاب ہوتے ہیں) کی پیکنگ کے لیے استعمال میں لایا جا سکتا ہے۔ اس کی پیکنگ میں یہ خطرہ نہیں ہوتا کہ خوراک خراب ہو جائے گی یا گل سڑ جائے گی یا اس میں کچھ فرق آ جائے گا۔ اس وجہ سے جن فولادی ڈبوں میں خوراک محفوظ کی جاتی ہے، ان پر قلعی کی پتلی سی تہ ضرور چڑھائی جاتی ہے۔ اسی وجہ سے اس قسم کے ڈبوں کو بعض اوقات ٹن (یعنی قلعی) کے ڈبے کہا جاتا ہے۔ لیکن یہ ڈبے مکمل طور پر قلعی سے نہیں بنے ہوتے کیونکہ خالص ٹن (قلعی) تو بہت مہنگی (یعنی تانبے سے تین گنا مہنگی) ہوتی ہے۔ اور یہ اتنی مضبوط بھی نہیں ہوتی کہ اس سے ڈبے بنائے جا سکیں۔ اسے تو صرف لوہے کے ڈبوں میں اندرونی استر چڑھانے کے لیے استعمال کیا جا سکتا ہے۔ قلعی کی تہ چڑھے اس قسم کے لوہے کو ٹن کی چادر کہا جاتا ہے۔

ٹن اور قلعی کی پیداوار کا تقریباً آدھا حصہ قلعی کے ایسے ڈبوں کی تیاری میں کام آتا ہے۔

قلعی اتنی تابدار نہیں کہ اس کے باریک تار بنائے جا سکیں۔ تاہم یہ ایک اچھا ورق پذیر ہے اور اس سے باریک سے باریک ورق بنائے جا سکتے ہیں۔ ان اوراق کو ٹن کی پتریاں (Tin foils) کہتے ہیں۔ ٹن یعنی قلعی کے غیر متعامل ہونے کی وجہ سے ان پتریوں میں خشک اشیا ڈھانپی جاتی ہیں۔

آج کل ٹن کی پتریوں کی جگہ ایلومینیم کی پتریاں استعمال ہوتی ہیں کیونکہ ٹن بہت مہنگی ہے۔ لیکن عادت کی وجہ سے بعض لوگ انہیں بھی ٹن کی پتریاں ہی کہتے ہیں۔ جدید صنعتوں میں مکمل حد تک یہ خیال رکھا جاتا ہے کہ ٹن یعنی قلعی کے استعمال کو کم سے کم کیا جائے۔

قلعی (ٹن) کا شمار اگرچہ کاربن اور سیلیکان کے گروپ میں ہوتا ہے لیکن حقیقت یہ ہے کہ اس کے بہت سے خواص ان دونوں عناصر سے مشابہ نہیں ہیں۔ 18 درجے سینٹی گریڈ (65 ڈگری فارن ہائیٹ) سے کم درجہ حرارت پر عام دھاتی ٹن جسے "سفید ٹن" کہتے ہیں، اپنی بیرونی شکل "خاکی ٹن" میں تبدیل ہوتا ہے۔ خاکی ٹن حقیقت میں کوئی دھات نہیں ہے بلکہ یہ غیر دھات ہے اور یہ کاربن اور سیلیکان کے ساتھ کئی لحاظ سے مشابہت رکھتی ہے۔ خاکی ٹن ریزہ ریزہ ہو کر سفوف بناتی ہے۔ یہ تبدیلی مکمل طور پر اس وقت وقوع پذیر



جمع ہو کر شدید سردی میں جمنے لگتی ہے۔ دوسرے لفظوں میں جب سیسے کے مرکبات بار بار بدن میں پہنچتے ہیں تو ان کے اثرات جمع ہوتے رہتے ہیں۔ پھر یہ اپنی قوت کو مجتمع کر کے انسانی جسم کو نقصان پہنچاتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ آج کل پانی کے پائپ لوہے، پیتل یا تانبے سے بنائے جاتے ہیں۔

سیسے کا ایک جدید اور اہم ترین استعمال پینٹ میں بطور رنگدار مادہ ہے۔ یعنی کہ ایک روغن کی حیثیت سے۔ اس مقصد کے لیے استعمال ہونے والا سیسے کا ایک مرکب "سیسے کا لوشیت" ہے، جسے عام طور پر وائٹ لیڈ کہا جاتا ہے۔ اس کا مالیکیول قدرے تہائی لیڈ کاربونیٹ چھیدہ ہوتا ہے۔ اس میں لیڈ (سیسہ) کے تین، کاربن اور ہائیڈروجن کے دو دو اور آکسیجن کے آٹھ ایٹم ہوتے ہیں۔ اسے السی کے تیل میں ملا کر سفید پینٹ تیار کیا جاتا ہے جو کہ عام موسم، پانی اور کسی قدر خاص بوؤں میں بہت طویل عرصے تک سفید اور چمکدار رہتا ہے۔ لیکن آج کل کے اس جدید صنعتی دور میں ہوا میں اکثر و بیشتر گندھک (سلفر) کے مرکبات ہوتے ہیں جو دراصل کوئلے کے جلنے سے پیدا ہوتے ہیں۔ یہ مرکبات وائٹ لیڈ پر اثر انداز ہو کر لیڈ سلفائیڈ بناتے ہیں، جس کے ایک مالیکیول میں سیسے اور سلفر کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔ اس کا رنگ سیاہ ہوتا ہے۔ یہی وجہ ہے کہ وائٹ لیڈ پینٹ آہستہ آہستہ سیاہ پڑ جاتا ہے۔

ویسے لیڈ سلفائیڈ مٹی میں پائی جاتی ہے اور یہ اس حالت میں گیلینا (Galena) کہلاتی ہے۔ یہ سیسے کی ایک بہت ہی اہم کچ دھات ہے۔ قلعی کی طرح اگرچہ سیسہ بھی کمیاب ہے لیکن سیسے کی کچ دھاتیں چونکہ تمام دنیا میں ملتی ہیں اس لیے یہ قلعی کی نسبت کہیں زیادہ سستا ہے۔

سیسے کے پینٹ میں صرف گندھک کے مرکبات سے سیاہ پڑنے کا ہی مسئلہ نہیں بلکہ ایک اور مشکل یہ بھی ہے کہ سیسہ ایک زہر ہے اور سیسے کے پینٹ کو استعمال کرنے والے پینٹرز اس کے زہریلے اثرات سے محفوظ نہیں رہ سکتے۔ اس کے زہریلے اثرات سے جو مرض لاحق ہوتا ہے اسے عام طور پر پینٹرز کولک (پینٹر کا پیٹ درد) کہا جاتا ہے۔

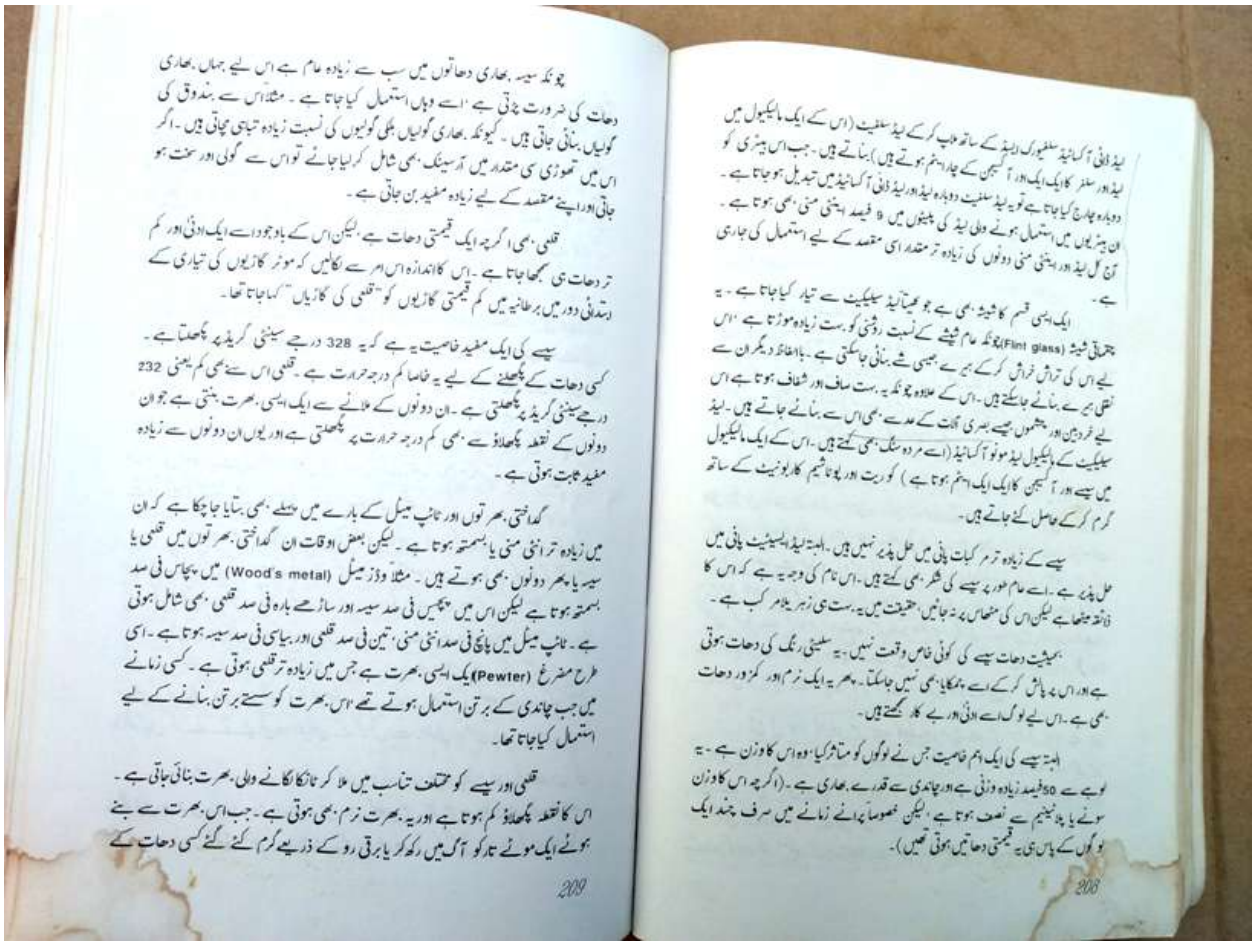
اس کے علاوہ کچھ اور بھی ایسے رنگ ہیں جن میں سیسہ پایا جاتا ہے۔ ان میں سے

ایک کوریڈ آکسائیڈ آف لیڈ (سیسے کا سرخ آکسائیڈ) یا بعض اوقات ریڈ لیڈ بھی کہتے ہیں۔ کبھی کبھار اسے "سینڈور" بھی کہا جاتا ہے)۔ اس کے ایک مالیکیول میں سیسے کے تین اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں اور یہ ریت کی طرح سرخ ہوتا ہے۔ ریڈ لیڈ کو پینٹ سے ملے فولاد کے اوپر روغن کی پہلی تہ کے طور پر بھی لگایا جاتا ہے۔ تعمیرات میں استعمال ہونے والے فولادی گارڈروں کا سرخ رنگ دراصل اس پر ریڈ لیڈ کی چڑھائی گئی تہ ہی کی وجہ سے ہوتا ہے۔

سیسے کا ایک اور اہم مرکب ٹیٹرا ایتھائل لیڈ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سیسے کا ایک ایٹم ہائیڈروکاربن کے چار گروپوں کے ساتھ منسلک ہوتا ہے۔ یہ مرکب گیسولین کے ساتھ شامل کیا جاتا ہے تاکہ اس کی کھڑکنے کی صلاحیت کو (یعنی سلنڈر میں گیسولین کے قبل از وقت دھماکے) کم کر کے اس کی طاقت میں اضافہ کیا جا سکے۔ اس عمل کے بعد گیسولین کو ایتھائل گیس بھی کہا جاتا ہے۔

اگر گیسولین میں صرف ٹیٹرا ایتھائل لیڈ ہی شامل کیا جاتا تو اس سے باقی بچنے والی لیڈ کی راکھ سے سلنڈر، پسٹن اور انجن تباہ ہو جاتے۔ اس لیے اس عمل کی روک تھام کے لیے گیسولین میں برومین کا ایک مماثلتی مرکب بھی شامل کیا جاتا ہے۔ جس وقت گیسولین جلتا ہے، لیڈ اور برومین آپس میں مل کر لیڈ برومائیڈ (اس کے مالیکیول میں ایک ایٹم لیڈ کا اور دو ایٹم برومین کے ہوتے ہیں) بناتے ہیں۔ لیڈ برومائیڈ اگرچہ 900 ڈگری سینٹی گریڈ سے کم درجہ حرارت پر نہیں اڑتا، تاہم موٹر گاڑی کے انجن میں اتنا درجہ حرارت پیدا ہو جاتا ہے اور لیڈ برومائیڈ بخارات میں تبدیل ہو کر سائلنسر کے راستے باہر نکل جاتا ہے۔ اس طرح لیڈ کے ایٹم اپنا کام کر کے باہر خارج ہو جاتے ہیں۔

آج کل موٹر گاڑیوں میں سیسے کا ایک اور طرح سے بھی استعمال ہوتا ہے۔ ان گاڑیوں میں ایک بیٹری ہوتی ہے جو سیلف سٹارٹر، لائٹنگ اور ریڈیو وغیرہ کے لیے بجلی مہیا کرتی ہے۔ اس بیٹری میں لیڈ اور لیڈ ڈائی آکسائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں سیسے کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں) کی پلیٹیں یکے بعد دیگرے نصب ہوتی ہیں۔ ان پلیٹوں کے درمیان گوگھور سلفیورک ایسڈ ہوتا ہے۔ جس وقت سٹوریج بیٹری کام کرتی ہے، لیڈ اور



لیڈ ڈائی آکسائیڈ سلفیورک ایسڈ کے ساتھ ملاپ کر کے لیڈ سلفیٹ (اس کے ایک مالیکیول میں لیڈ اور سلفر کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں) بناتے ہیں۔ جب اس پیسٹ کو دوبارہ چارج کیا جاتا ہے تو یہ لیڈ سلفیٹ دوبارہ لیڈ اور لیڈ ڈائی آکسائیڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ ان پیٹریوں میں استعمال ہونے والی لیڈ کی پلیٹوں میں 9 فیصد اینٹی منی بھی ہوتا ہے۔ اس قسم کی لیڈ اور اینٹی منی دونوں کی زیادہ تر مقدار اسی مقصد کے لیے استعمال کی جاری ہے۔

ایک ایسی قسم کا شیشہ بھی ہے جو عموماً لیڈ سیلیکیٹ سے تیار کیا جاتا ہے۔ یہ چقماقی شیشہ (Flint glass) کہلاتا ہے کیونکہ عام شیشے کے نسبت روشنی کو بہت زیادہ موڑتا ہے۔ اس لیے اس کی تراش خراش کر کے ہیرے جیسی شے بنائی جا سکتی ہے۔ یا اضافہ دیگر ان سے نقلی ہیرے بنائے جا سکتے ہیں۔ اس کے علاوہ چونکہ یہ بہت صاف اور شفاف ہوتا ہے اس لیے خردبین اور دوربینوں جیسے بصری آلات کے عدسے بھی اس سے بنائے جاتے ہیں۔ لیڈ سیلیکیٹ کے مالیکیول لیڈ مونو آکسائیڈ (اسے مردہ سنگ بھی کہتے ہیں۔ اس کے ایک مالیکیول میں سیسے اور آکسیجن کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے) کو ریت اور پوٹاشیم کاربونیٹ کے ساتھ گرم کر کے حاصل کئے جاتے ہیں۔

سیسے کے زیادہ تر مرکبات پانی میں حل پذیر نہیں ہیں۔ البتہ لیڈ ایسیٹیٹ پانی میں حل پذیر ہے۔ اسے عام طور پر سیسے کی شکر بھی کہتے ہیں۔ اس نام کی وجہ یہ ہے کہ اس کا ذائقہ میٹھا ہے لیکن اس کی مٹھاس پر نہ جائیں، حقیقت میں یہ بہت ہی زہریلا مرکب ہے۔

سفید دھات سیسے کی کوئی خاص وقعت نہیں۔ یہ سلیٹی رنگ کی دھات ہوتی ہے اور اس پر پالش کر کے اسے چمکایا بھی نہیں جا سکتا۔ پھر یہ ایک نرم اور کمزور دھات بھی ہے۔ اس لیے لوگ اسے ادنیٰ اور بے کار سمجھتے ہیں۔

البتہ سیسے کی ایک اہم خاصیت جس نے لوگوں کو متاثر کیا، وہ اس کا وزن ہے۔ یہ لوہے سے 50 فیصد زیادہ وزنی ہے اور چاندی سے قدرے بھاری ہے۔ (اگرچہ اس کا وزن سونے یا پلاٹینیم سے نصف ہوتا ہے، لیکن خصوصاً پرانے زمانے میں صرف چند ایک لوگوں کے پاس ہی یہ قیمتی دھاتیں ہوتی تھیں)۔

چونکہ سیسہ بھاری دھاتوں میں سب سے زیادہ عام ہے اس لیے جہاں بھاری دھات کی ضرورت پڑتی ہے اسے وہاں استعمال کیا جاتا ہے۔ مثلاً اس سے بندوق کی گولیاں بنائی جاتی ہیں۔ کیونکہ بھاری گولیاں ہلکی گولیوں کی نسبت زیادہ تباہی مچاتی ہیں۔ اگر اس میں تھوڑی سی مقدار میں آرسینک بھی شامل کر لیا جائے تو اس سے گولی اور سخت ہو جاتی اور اپنے مقصد کے لیے زیادہ مفید بن جاتی ہے۔

قلعی بھی اگرچہ ایک قیمتی دھات ہے، لیکن اس کے باوجود اسے ایک ادنیٰ اور کم تر دھات ہی سمجھا جاتا ہے۔ اس کا اندازہ اس امر سے لگائیں کہ موٹر گاڑیوں کی تیاری کے ابتدائی دور میں برطانیہ میں کم قیمتی گاڑیوں کو "قلعی کی گاڑیاں" کہا جاتا تھا۔

سیسے کی ایک مفید خاصیت یہ ہے کہ یہ 328 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ کسی دھات کے پگھلنے کے لیے یہ خاصا کم درجہ حرارت ہے۔ قلعی اس سے بھی کم یعنی 232 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتی ہے۔ ان دونوں کے ملانے سے ایک ایسی بھرت بنتی ہے جو ان دونوں کے نقطہ پگھلاؤ سے بھی کم درجہ حرارت پہ پگھلتی ہے اور یوں ان دونوں سے زیادہ مفید ثابت ہوتی ہے۔

گداختی بھرتوں اور ٹائپ میٹل کے بارے میں پہلے بھی بتایا جا چکا ہے کہ ان میں زیادہ تر اینٹی منی یا بسمتھ ہوتا ہے۔ لیکن بعض اوقات ان گداختی بھرتوں میں قلعی یا سیسہ یا پھر دونوں بھی ہوتے ہیں۔ مثلاً وڈز میٹل (Wood's metal) میں پچاس فی صد بسمتھ ہوتا ہے لیکن اس میں پچیس فی صد سیسہ اور ساڑھے بارہ فی صد قلعی بھی شامل ہوتی ہے۔ ٹائپ میٹل میں پانچ فی صد اینٹی منی، تین فی صد قلعی اور بیاسی فی صد سیسہ ہوتا ہے۔ اسی طرح مضرغ (Pewter) ایک ایسی بھرت ہے جس میں زیادہ تر قلعی ہوتی ہے۔ کسی زمانے میں جب چاندی کے برتن استعمال ہوتے تھے اس بھرت کو سستے برتن بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا تھا۔

قلعی اور سیسے کو مختلف تناسب میں ملا کر ٹانکا لگانے والی بھرت بنائی جاتی ہے۔ اس کا نقطہ پگھلاؤ کم ہوتا ہے اور یہ بھرت نرم بھی ہوتی ہے۔ جب اس بھرت سے بنے ہوئے ایک موٹے تار کو آگ میں رکھ کر یا برقی رو کے ذریعے گرم کئے گئے کسی دھات کے

ٹکڑے کے ساتھ ملا کر دبایا جائے تو حرارت آسانی کے ساتھ پگھل جاتی ہے۔ جب اس مائع حرارت کو کسی دھات مثلاً لوہے یا تانبے کے دو ایک ساتھ مضبوطی سے پکڑے ہوئے ٹکڑوں پر قطروں کی شکل میں گرایا جاتا ہے، تو جیسے ہی یہ مائع حرارت اس مقام پر گرتی ہے، فوراً منجمد ہو کر دھات کے دونوں ٹکڑوں کو جوڑ دیتی ہے۔ اس طرح دھات کے یہ دو ٹکڑے تہیں میں جو کر ایک ٹکڑے کی شکل اختیار کر لیتے ہیں اور یوں قلعی اور سیسے کی یہ حرارت ایک دھاتی گوند کی طرح عمل کرتی ہے۔ اگر تاروں کو اس قسم کی حرارت سے نہ جوڑا جا سکتا، تو بجلی کے تاروں کے انتہائی حصوں کو سرکٹ بنانے میں مشکل ہوتے۔

دوری جدول میں سیلکان اور ٹن (قلعی) کے درمیان ایک اور عنصر بھی ہے جسے "جرمینیم" کہا جاتا ہے۔ دوری ترتیب کے لحاظ سے اس عنصر کا نمبر 32 ہے۔ اسے ایک جرمن کیمیا دان سی اے ونکلر نے 1886ء میں دریافت کیا تھا اور اپنے وطن جرمنی کی مناسبت سے اس کا نام جرمینیم رکھا۔ جرمینیم کی دریافت بذات خود ایک دلچسپ امر تھا۔ کیونکہ جب 1869ء میں مینڈیلیو نے دوری جدول ترتیب دیکر بتایا کہ ایک ہی گروپ کے عناصر کی خصوصیات ایک جیسی ہوتی ہیں تو اس وقت یقیناً تمام عناصر دریافت نہیں ہوئے تھے اور دوری جدول میں کچھ عناصر کے خانے خالی تھے۔

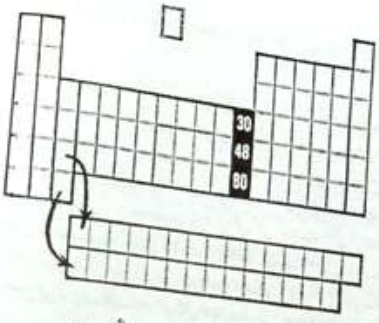
1871ء میں مینڈیلیو نے یہ بتایا کہ ان خانوں کو پر کرنے کے لیے نئے عناصر دریافت کئے جائیں گے۔ اس نے ایسے تین عناصر کا خصوصیت سے ذکر کیا جو کہ مخصوص تین خالی خانوں سے تعلق رکھتے تھے۔ ان میں سے ایک عنصر وہ ہے جس کے متعلق اس نے بتایا کہ یہ ٹن اور سیلکان کے درمیان واقع ہے۔ اس نے اسے ایکا سیلکان کا نام دیا۔ ایکا سنسکرت کا لفظ ہے جس کے معنی ہیں 'ایک'۔ اس لیے ایکا سیلکان کے معنی ہوئے۔ سیلکان کے پیچھے "خالی خانہ نمبر 1" کا عنصر۔ اس نے اس عنصر کی خصوصیات کے متعلق پیشگوئیاں کرنے کے لیے ٹن اور سیلکان کے خواص سے رہنمائی حاصل کی۔

مینڈیلیو کے بتانے ہوئے یہ تینوں عناصر جلد ہی دریافت ہو گئے اور اس کی پیشگوئیاں ہر طرح سے درست ثابت ہوئیں۔ ان تینوں میں آخر میں دریافت ہونے والا عنصر جرمینیم ہے۔ اس آخری عنصر کی دریافت نے دوری جدول کی تکمیل میں اہم کردار ادا کیا۔

اس کے بعد (کبھی تک) کسی کے لیے بھی دوری جدول کی اہمیت سے انکار کرنے کی گنجائش نہ رہی۔

پچھلے پندرہ سالوں سے جرمینیم کے (غیر متوقع طور پر) نئے نئے استعمال منظر عام پر آ رہے ہیں۔ جرمینیم دھات کا ایک ایسا ٹکڑا، جس میں خاص قسم کی ذرا سی ملاوٹ بھی ہو، بجلی کی رو کو ایک سمت میں تو گزرنے دیتا ہے مگر واپسی کی سمت میں بجلی کو نہیں گزرنے دیتا۔ دوسرے لفظوں میں یہ ایک راست گر (Rectifier) کی طرح عمل کرتا ہے۔ اس کے علاوہ یہ ایک افزوں گر (Amplifier) کی طرح بھی عمل کرتا ہے، یعنی کم مقدار میں بجلی حاصل کر کے اسے بڑھا کر خارج کرتا ہے۔ اس مقصد کے لیے استعمال کیا جانے والا جرمینیم بعض دھاتی مرکبوں مثلاً آرسینک سے پاک ہونا چاہیے۔ کیونکہ اگر جرمینیم کے ایک لاکھ حصوں میں آرسینک کا ایک حصہ بھی شامل ہو جائے تو سب کچھ ضائع ہو جاتا ہے۔

ریڈیو، ٹی وی سیٹ اور دیگر الیکٹرانک آلات میں ویکیوم ٹیوبیں کم و بیش اسی مقصد کو پورا کرتی ہیں۔ یہ ٹیوبیں بھی راست گر اور افزوں گر کا کام کرتی ہیں۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ جرمینیم کا ایک ننھا سا ٹکڑا (جو ٹرانسسٹر کہلاتا ہے) ایک بہت بڑی ویکیوم ٹیوب کا کام سرانجام دے سکتا ہے۔ ٹرانسسٹرز کو کام کرنے کے لیے بہت کم طاقت درکار ہوتی ہے۔ دوسرے یہ بہت کم حرارت پیدا کرتے ہیں اور ویکیوم ٹیوب کی نسبت بہت زیادہ دیرپا ہوتے ہیں۔ چنانچہ الیکٹرانک آلات میں ویکیوم ٹیوب کی جگہ بڑی تیزی سے ٹرانسسٹرز نے لے لی ہے، جس کا مطلب یہ ہے کہ مستقبل قریب میں بھٹی کی گھڑی جتنے ریڈیو بھی تیار ہو سکیں گے۔ اس کے علاوہ اب سیلکان کے ٹکڑے بھی ٹرانسسٹر کے طور پر استعمال کئے جانے لگے ہیں۔ جرمینیم اور سیلکان کو نیم موصل کہا جاتا ہے کیونکہ یہ بعض دھاتوں (موصل) کی طرح بہتر طور پر بجلی کی رو نہیں گزار سکتے، لیکن کچھ غیر دھاتوں کی نسبت بہتر طور پر موصل کا کام کرتے ہیں۔



مرکری ـــــــ مائع عنصر

قطبی اور سیسہ تو 200اور 300درجے سینٹی گریڈ جیسے کم درجہ حرارت پر پگھلتے ہیں۔ جبکہ تھوی دھاتیں اس سے بھی کم درجہ حرارت پر پگھلتی ہیں۔۔یہاں تک کہ سیزیم موسم گرما میں سورج کی تپش سے ہی مائع حالت اپنا لیتی ہے۔

لیکن ایک دھات ایسی بھی ہے جو عام درجہ حرارت پر بھی سال بھر مائع حالت میں رہتی ہے۔اس دھات کا نام مرکری ہے اور دوری جدول میں اس کا نمبر 80 ہے۔یہ دھات اس وقت تک ٹھوس حالت نہیں اپناتی جب تک کہ درجہ حرارت صفر درجے سینٹی گریڈ سے 39درجے نیچے تک نہ پہنچ جائے۔اسے 4759میں تجربہ گاہوں میں ٹھوس حالت میں حاصل کیا گیا،تب کہیں جا کر کیمیادان اسے دھات ماننے کے لیے تیار ہوئے۔

یونانی اور رومی اسے ہائیڈرارجیرم کے نام سے پکارتے تھے جس کا مطلب "مائع چاندی" ہے۔انگریز بھی اسے بعض اوقات "متحرک چاندی" کہتے ہیں۔۔یہاں متحرک سے مراد "زندہ" ہے۔اگر مرکری کے ننھے ننھے قطروں کو انگلی سے دبایا جائے تو یہ

آگے کی طرف بڑھتے ہیں اور یوں دور ہٹتے جاتے ہیں جیسے کہ کوئی زندہ شے ہو۔اس لیے اسے متحرک چاندی بھی کہتے ہیں۔

مرکری کا یہ نام (یعنی مرکری) قرون وسطیٰ کے کیمیا دانوں نے رکھا تھا جن کا طریق کار یہ تھا کہ اجرام فلکی کی مناسبت سے عناصر کے نام رکھتے تھے۔انہوں نے سونے کو سورج،چاندی کو چاند اور سیسے کو مریخ بتانے کو وینس کا نام دے رکھا تھا۔اسی طرح دیگر عناصر کے بھی (جن کا ذکر انہوں نے اپنی تحریروں میں کیا ہے) ایسے ہی نام تھے۔ان ناموں میں زیادہ تر علم نجوم اور دیگر ایسے علوم کا لحاظ رکھا جاتا تھا جن کا آج کل ذکر تک نہیں کیا جاتا۔مثلاً مرکری کا نام ایک سیارے مرکری کے نام پر رکھا گیا۔تاہم اس کا یہ نام آج تک ویسے ہی مستعمل ہے،جبکہ دوسرے سات سے عناصر کے اصل نام رائج ہو گئے ہیں۔

مرکری ایک بھاری شے ہے۔یہ لوہے سے دوگنا اور سیسے سے تہائی گنا بھاری ہے۔سیسے کا گیند مرکری کی سطح پر تیرتا ہے۔اس کے بھاری پن کا اندازہ اس امر سے لگائیں کہ تجزیہ یا نصف لٹر مرکری کا وزن پندرہ کلوگرام ہوتا ہے۔اگر آپ کو کبھی کیمیائی تجربہ گاہ میں مرکری کی بوتل اٹھانی پڑے تو خاطر ہے کہ پہلی دفعہ آپ اتنا ہی زور (طاقت) لگائیں گے جتنا کہ کسی عام مائع کی بوتل کو اٹھانے کے لیے لگایا جاتا ہے۔مگر جب آپ اس کو زور لگا کر اٹھانے کی کوشش کریں تو آپ کو ایسے محسوس ہو گا جیسے کسی نے بوتل کو میز پر گاڑ رکھا ہو اور آپ کو اسے اٹھانے میں اتنا زیادہ زور لگانا پڑتا ہے کہ آپ جلد ہی اسے واپس رکھنا پسند کرتے ہیں۔

عام درجہ حرارت پر سب سے زیادہ وزنی مائع ہونے کی وجہ سے مرکری کو موسمی پیشین گوئیاں کرنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔موسمی پیشین گوئیوں میں جن امور کا خاص خیال رکھا جاتا ہے ان میں ایک کرہ ہوائی میں ہوا کا دباؤ بھی ہے۔سورج کی تپش اور سمندروں اور بہاڑوں میں رونما ہونے والی تبدیلیوں کے باہم ملنے سے بعض مقامات کی فضا کثیف ہو کر زیادہ دباؤ کی صورت پیدا کرتی ہے۔ان مقامات کو زیادہ دباؤ والے مقامات کہا جاتا ہے۔جبکہ بعض مقامات پر ہوا کا دباؤ کم ہو جاتا ہے۔ان مقامات کو کم دباؤ والے مقامات کہتے ہیں۔یہ مقامات وقتاً فوقتاً بدلتے رہتے ہیں۔صاف آب و ہوا کا تعلق زیادہ دباؤ

سے اور طوفانی آب و ہوا کا تعلق کم دباؤ سے ہوتا ہے۔

دباؤ میں یہ اختلاف اتنا زیادہ نہیں ہوتا۔ زیادہ دباؤ والے مقامات پر کم دباؤ والے مقامات سے صرف 10 ملیبر ہوا زیادہ ہوتی ہے اور اس سے ہماری سانس پر یا دیگر کسی شے پر کوئی خاص اثر نہیں پڑتا۔ اس لیے دباؤ کے اس تھوڑے سے فرق کی پیمائش کے لیے آلات کا استعمال کیا جاتا ہے۔

ہوا کے دباؤ کو ماپنے کا ایک طریقہ یہ ہے کہ اس کے مدمقابل کسی مائع کے کالم کو متوازی کیا جائے۔ ایک مربع انچ سطح زمین پر ہوا کا وزن اتنی ہی جگہ کے اوپر 34 فٹ اونچے پانی کے کالم کے وزن کے برابر ہوتا ہے۔ اگر ہوا کا دباؤ کم ہو تو اس کے مدمقابل ہوا کا وزن 33 فٹ اونچے پانی کے کالم کے برابر ہو گا۔ اگر ہم پانی کے کالم کو ہوا کے متوازن کریں (جو کہ بڑی آسانی کے ساتھ کیا جا سکتا ہے) تو ہم ہوا کے دباؤ کی تبدیلی کا اندازہ پانی کے کالم میں پانی کی سطح کی اونچائی نیچائی سے لگا سکتے ہیں۔

لیکن چار منزل جتنے اونچے پانی کے کالم کو سنبھالنا بہت ہی مشکل ہے۔ اس لیے ہم اس کی جگہ مرکری کا کالم استعمال کرتے ہیں۔ چونکہ مرکری پانی سے ساڑھے چودہ گنا زیادہ وزن رکھتی ہے، اس لیے مرکری کا تیس انچ اونچا کالم پانی کے چونتیس فٹ اونچے (ایک ہی موٹائی کے) کالم جتنا وزن رکھتا ہے۔

ایک شیشے کی نلی جو ہوائی دباؤ کے مدمقابل تیس انچ اونچائی تک مرمرکری سے بھری ہوئی ہو، بیرومیٹر کہلاتی ہے۔ مرکری کے اس کالم کی اونچائی، بہت احتیاط سے ناپی جاتی ہے اور ہر ایک موسمی رپورٹ پر ایک انچ کے سویں حصے کے مدمقابل ہوائی دباؤ سے آپ کو مطلع کیا جاتا ہے۔ محکمہ موسمیات کا کارندہ یہ بھی بتاتا ہے کہ بیرومیٹر ساکن ہے، اونچا ہو رہا ہے یا نیچے گر رہا ہے۔ اگر اس کی سطح اونچی ہو رہی ہو تو خوشگوار موسم کی پیشین گوئی کی جاتی ہے جبکہ نیچے گرنے کی صورت میں طوفانی اور گرسا کن ہو تو موسم میں کوئی خاص تبدیلی نہ ہونے کا اعلان کیا جاتا ہے۔

مرکری کا ایک اور عام استعمال درجہ حرارت کی پیمائش میں بھی ہوتا ہے۔ درجہ

حرارت کے بڑھنے سے مرکری پھیلتی ہے، جبکہ درجہ حرارت کے کم ہونے سے یہ سکڑتی ہے۔ اگرچہ تمام اشیاء گرم ہونے پر پھیلتی اور ٹھنڈی ہونے پر سکڑتی ہیں۔ مگر مرکری میں یہ تبدیلی بہت ہی باقاعدگی سے واقع ہوتی ہے اور یہ درجہ حرارت کی ایک وسیع حد تک یکساں طور پر پھیلتی اور سکڑتی ہے۔

فرض کریں کہ آپ کے پاس مرکری سے بھرا ہوا ایک چھوٹا سا برتن ہے۔ اس میں ایک باریک نلی لگی گئی ہے۔ اب اگر درجہ حرارت بڑھ جائے تو مرکری پھیلے گا اور نلی میں اس کی سطح اوپر چڑھ جائے گی۔ اسی طرح جب درجہ حرارت کم ہو جائے تو مرکری سکڑ کر نلی سے برتن میں آجائے گی اور برتن میں اس کی سطح ذرا سی نیچی ہو جائے گی۔ تھرمامیٹر اسی اصول پر بنایا گیا ہے۔ یہ مرکری کے ایک ایسے بلب پر مشتمل ہوتا ہے جس کے ساتھ ایک باریک نلی لگی ہوتی ہے۔ پہلے اس تھرمامیٹر کو پگھلتی ہوئی برف میں رکھ دیا جاتا ہے اور پھر چند منٹ کے بعد نلی میں مرکری کی سطح پر صفر درجے سینٹی گریڈ (یا 32 ڈگری فارن ہائیٹ) کا نشان لگا دیا جاتا ہے۔ اس کے بعد اسے ابلتے ہوئے پانی میں چند منٹ تک رکھا جاتا ہے۔ حرارت کی وجہ سے نلی میں مرکری کی سطح بلند ہونے لگتی ہے اور آخر کار ایک خاص مقام پر آ کر رک جاتی ہے۔ اس سطح پر 100 درجے سینٹی گریڈ (یا 212 فارن ہائیٹ) کا نشان لگا دیا جاتا ہے۔ ان دونوں درجوں کے درمیانی فاصلے کو سو مساوی درجوں میں (فارن ہائیٹ سکیل میں 180 درجوں میں) تقسیم کر دیا جاتا ہے۔

مرکری ہی وہ واحد مائع ہے جو تھرمامیٹر میں اس مقصد کے لیے استعمال ہوتا ہے۔ البتہ عام گھریلو تھرمامیٹر میں جو کھڑکی کے ساتھ باہر کا درجہ حرارت معلوم کرنے کے لیے لٹکایا جاتا ہے، عام طور پر مرکری کی جگہ ایک الکوحل مائع (عموماً گہرا) استعمال کیا جاتا ہے جس میں سرخ رنگ ملا ہوتا ہے تاکہ نلی میں مائع کی سطح کو آسانی کے ساتھ دیکھا جا سکے۔

مرکری کے استعمال کی ایک بڑی وجہ یہ بھی ہے کہ یہ نہ تو شیشے کے ساتھ چمٹتی ہے اور نہ ہی شیشے کو گیلا کرتی ہے۔ بلکہ پانی کے برعکس یہ آسانی کے ساتھ نلی میں اوپر نیچے پھسلتی رہتی ہے۔ یہ خاصیت بیرومیٹر اور تھرمامیٹر کے حوالے سے نہایت اہم ہے۔

تھرمامیٹر کی نلی میں مرکری ڈال کر اس میں سے ہوا نکال لی جاتی ہے اور پھر

اسے اوپر والے سرے سے گرم کرکے بند کر دیا جاتا ہے ۔ چوتھی ہیڈنگ میں مرکری ایک طرف سے ہوا کے ساتھ منسلک ہوتی ہے ۔ مرکری کی ایک دوسری صفت یہ بھی ہے کہ عام درجہ حرارت پر اس پر ہوا کا کچھ اثر نہیں ہوتا یعنی یہ ہوا سے تفاعل نہیں کرتی ۔

مرکری میں سے بجلی گزر سکتی ہے ، کیونکہ یہ ایک دھات ہے ۔ اس کی کچھ مقدار ایک ایسے اچھی جار میں ڈال دی جاتی ہے جس کے سروں کے ساتھ بجلی کے تار جڑے ہوتے ہیں ۔ اگر جار کو ایک طرف کو ترچھا کیا جائے تو مرکری ان تاروں کو چھو کر سرکٹ کو مکمل کر دیتی ہے اور جب اس جار کو دوسرے رخ پر ترچھا کیا جاتا ہے تو مرکری ان تاروں سے دور ہٹ جاتی ہے اور سرکٹ نامکمل رہ جاتا ہے ۔ اس قسم کے مرکری سوئچ صنعتوں میں بھی لگائے جاتے ہیں ۔ یہ پرانے طرز کے سوئچوں کی طرح ٹک ٹک جیسی کر گھروں میں بھی لگائے جاتے ہیں ۔ یہ پرانے طرز کے سوئچوں کی طرح ٹک ٹک کرتے وقت آواز پیدا نہیں کرتے ۔ آج کل مرکری زیادہ تر اسی مقصد کے لیے استعمال کی جانے لگی ہے ۔

جیسے کے مرکبات کی طرح مرکری کے مرکبات بھی عام طور پر زہریلے ہوتے ہیں ۔ اس کے علاوہ مرکری کے استعمال میں ایک ایسا خطرہ بھی ہے جو سیسے کے استعمال میں نہیں ۔ مرکری 357 ڈگری سینٹی گریڈ پر ابلتی ہے جو کسی بھی دوسرے دھاتی عنصر کے نقطہ جوش سے کم ہے ۔ مزید یہ کہ مرکری سے اس سے کم درجہ حرارت پر بھی بخارات اٹھتے رہتے ہیں ۔ یہ بخارات سانس کے ذریعے اندر جا کر زہریلے اثرات مرتب کرتے ہیں ۔ ان بخارات کے بار بار اندر جانے سے ان کے مضر اثرات جمع ہوتے رہتے ہیں ۔ یہی وجہ ہے کہ کیمیا دان حلقے سے بخارات کو دور لے جانے کا انتظام کئے بغیر مرکری کو گرم نہیں کرتے ۔

یہ سن کر آپ حیران تو ہوں گے کہ بعض لوگوں کے منہ میں مرکری ہر وقت موجود رہتی ہے ۔ تاہم اس میں شک کی کوئی بات نہیں ۔ یہ تو آپ کو معلوم ہی ہے کہ مرکری کئی ایک دھاتوں کے ساتھ مل کر بھرت بناتی ہے ۔ ایسی بھرتوں کو املم کہتے ہیں ۔ چنانچہ یہ چاندی کے بھرتوں کے ساتھ مل کر سلور املم بناتی ہے ۔ یہ املم جس وقت بنتا ہے ، نہایت ہی نرم ہوتا ہے اور اسے پگھلے گارے کی طرح کسی بھی شکل میں ڈھالا جا سکتا ہے ۔ البتہ چند ہفتے گزرنے کے بعد یہ سخت ہو جاتا ہے ۔

دندان ساز جب کسی دانت کے گلے سڑے حصے کو باہر نکال دیتے ہیں تو تھوڑا سا سلور املم (اس میں چاندی کے علاوہ معمولی مقدار میں قلعی ، تانبا اور زنک بھی ہوتا ہے) تیار کر کے اسے "چاندی کی بھرنی" کے طور پر دانت میں دبا دیتے ہیں ۔ اس قسم کی بھرنی پر ہوا ، لعاب دہن یا غذا کا بہت کم اثر ہوتا ہے ۔ چونکہ مرکری کے ایٹموں کو چاندی کے ایٹم مضبوطی سے جکڑے رکھتے ہیں ، اس لیے یہ بخارات میں تبدیل نہیں ہوتے اور نہ ہی کسی چیز میں حل ہوتے ہیں ۔ اس لیے ہمارے لیے ضرر رساں نہیں ہوتے ۔

گولڈ املم بھی دانت کی بھرنی کے لیے استعمال ہوتا ہے ۔ مرکری سونے کے ساتھ بہت ہی تیزی اور آسانی سے جذب کرتی ہے ۔ اس لیے اگر آپ کو کبھی مرکری کے ساتھ واسطہ پڑ جائے تو اس کو استعمال کرنے سے پہلے ہاتھ میں سے سونے کی انگوٹھی اتارنا نہ بھولیں ۔ مبادا کہ آپ کی انگوٹھی بالکل ہی تباہ ہو جائے ۔ مرکری لگنے سے سونے کی مخصوص زرد چمک جاتی رہتی ہے اور اس کا رنگ خاکی سا ہو جاتا ہے اور یہ سونے کے بجائے عام سی دھات نظر آنے لگتی ہے ۔

املم کیمیا دانوں کے بہت کام آتے ہیں ۔ مثال کے طور پر سوڈیم دھات کئی ایک مقاصد کے لیے استعمال ہوتی ہے ۔ لیکن یہ خود اتنا تیز عامل ہے کہ اس کے استعمال میں کئی مشکلات کا سامنا کرنا پڑتا ہے ۔ البتہ اسے مرکری کے ساتھ شامل کر کے سوڈیم املم تیار کیا جا سکتا ہے اور پھر اس املم کو ان بہت سارے مقاصد کے لیے ، بحفاظت استعمال میں لایا جا سکتا ہے جہاں سوڈیم دھات کے استعمال کی ضرورت ہو ۔

آج کل مرکری کو مخصوص قسم کے لیمپوں میں بھی استعمال کیا جاتا ہے اور یہ اس کا بہت ہی عام استعمال ہے ۔ اگر مرکری کے ایک قطرے کو برقی رو کے زریعہ گرم کیا جائے تو یہ بخارات میں تحلیل ہو کر بہت زیادہ روشنی دیتا ہے ۔ اس سے طاقتور بالائے بنفشی شعاعیں خارج ہوتی ہیں ۔ ایسے لیمپوں کو جن میں مرکری کا اس طرح استعمال ہو ، Sun lamp کہا جاتا ہے ۔ سردیوں میں ان لیمپوں کے استعمال سے جلد کا رنگ سانولا ہو جاتا ہے ۔ اسے فلوری لیمپوں میں بھی استعمال کیا جاتا ہے جن میں بالائے بنفشی شعاعیں ٹیوب کے اندر سفوف کی ایک تہ چڑھا دیتی ہیں پھر اس تہ کی وجہ سے ٹیوب چمکدار سفید روشنی دیتی ہے ۔

مرکیورس کلورائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں مرکری اور کلورین کے دو دو ایٹم ہوتے ہیں) کو عام طور پر کیلومل کے نام سے پکارا جاتا ہے۔ پہلے اسے دست آور دوا کے طور پر استعمال کیا جاتا تھا، مگر بعد کی تحقیق سے ثابت ہوا کہ اس کا اس طرح استعمال خطرناک ہے اور اگر احتیاط سے استعمال نہ کیا جائے تو مہلک اثرات مرتب کرتا ہے۔ اس جیسا ایک دوسرا مرکب مرکیورک کلورائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں مرکری کا ایک اور کلورین کے دو ایٹم ہوتے ہیں) اس سے بھی زیادہ مہلک ہے۔ اس کا عام نام ورم پھاٹک (Corrosive sublimate) ہے اور اس کی تھوڑی سی مقدار بھی انسان کو ہلاک کر دیتی ہے۔ اگرچہ کتنی ہی احتیاط سے کیوں نہ استعمال کیا جائے۔

مرکیورک آکسائیڈ ایک لال سرخ مرکب ہے۔ اس کے مالیکیول میں مرکری اور آکسیجن کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔ جراثیمی طور پر اس کی اہمیت یہ ہے کہ پرانے زخم جس مرکب کو گرم کرتے ہوئے آکسیجن دریافت کی تھی وہ یہی مرکب ہے۔ مرکری کا ایک اور سرخ مرکب مرکیورک سلفائیڈ ہے۔ اس کے مالیکیول میں مرکری اور سلفر کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔ قدرتی طور پر یہ مرکب زمین میں پایا جاتا ہے۔ اس کا معروف نام شنگرف ہے اور یہ مرکری کی اہم ترین دھات (کچ دھات) ہے۔ خالص حالت میں یہ مرکب بھی سرخ روغن کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے اور اس حالت میں اسے قرمز (Vermilion) کہتے ہیں۔

مرکری فلمینیٹ (اس کے ایک مالیکیول میں مرکری، آکسیجن، نائٹروجن اور کاربن کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے) ایک بہت ہی حساس بارود ہے۔ اس کی تھوڑی سی مقدار کو بھی اگر ذرا سا ہتھوڑا جائے تو یہ شدید دھماکے سے پھٹ پڑتا ہے۔ (خوش قسمتی سے زیادہ تر بارود کو جلانے کے لیے اس سے زیادہ ضرب درکار ہوتی ہے وگرنہ جو لوگ بارود تیار یا استعمال کرتے ہیں، خود ہی اس کے دھماکے سے اڑ جایا کرتے)۔ مرکری فلمینیٹ کی ذرا سی مقدار کم دھماکہ خیز اشیاء (جیسے ڈائینامیٹ) میں تحاقو (Detonator) مادے کے طور پر استعمال ہوتی ہے۔ اس فلمینیٹ کو بجلی کے ذریعے دور سے چلا کر دھماکہ کیا جاسکتا ہے۔ فلمینیٹ کے پھٹنے سے پیدا ہونے والے دھماکے کی ضرب جب آخر کار ڈائینامیٹ تک پہنچتی ہے تو یہ بھی پھٹ پڑتا ہے۔ مرکیورو کروم بھی ایک درمیانے درجے کا جراثیم کش ہے جسے معمولی زخموں پر لگایا جاتا ہے۔ اس کا مالیکیول حلیدہ ہوتا ہے۔ اس میں مرکری کا ایک

ایٹم ہوتا ہے۔

دوری جدول میں مرکری کے اوپر واقع دو دھاتیں ایک دوسرے سے بہت زیادہ مشابہت رکھتی ہیں۔ ان میں سے ایک زنک عنصر نمبر 30 ہے جو کہ زمانہ قدیم سے انسان کے استعمال میں چلا آرہا ہے۔ اس کی کھرتیں 1500 قبل مسیح سے زیر استعمال ہیں۔ تاہم اس دھات کو 1746ء میں حاصل کیا گیا جب جرمنی کے ایک کیمیادان اے ایسمار گراف نے اس کے حصول کا طریقہ دریافت کیا۔

زنک (جست) کو پرانے زمانے سے ہی تانبے کے ساتھ، بھرت بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ اس، بھرت کو پیتل کہتے ہیں۔ تانبے میں جست شامل ہو جانے تو یہ زیادہ مضبوط، زیادہ سخت اور زیادہ طاقتور ہو جاتا ہے۔ جب زنک کی مقدار 35 یا 40 فیصد ہو تو پیتل بہت زیادہ سخت ہوتا ہے۔ آج کل اس سے بھی زیادہ سخت پیتل تیار کیا جاسکتا ہے، جس میں 12 فیصد نکل شامل کیا جاتا ہے۔ یہ، بھرت نکلی پیتل کہلاتی ہے۔

پیتل عام طور پر برتنوں، اوزاروں، ہتھیاروں، یونیفارم اور خوبصورت لباس کے بٹنوں اور دیگر خوبصورتی کے سامان کی تیاری میں استعمال ہوتا ہے۔ 80 فیصد تانبے اور 20 فیصد جست کے ہمیزے کو بعض اوقات ڈچ دھات کہا جاتا ہے۔ اس، بھرت میں تانبے کا سرخ رنگ سونے کے رنگ جیسا ہو جاتا ہے، یعنی پیلا پڑ جاتا ہے۔ فوج میں کسی افسر کا جتنا عہدہ اونچا ہوتا ہے، اتنا ہی اس کے تمغے زیادہ چمکدار ہوتے ہیں۔ ایسے افسران کے لیے ایک لفظ "تاپ براس" استعمال کیا جاتا ہے۔

اگر پیتل کے ساتھ معمولی مقدار میں نکل شامل کیا جائے تو تانبے کا رنگ اڑ جاتا ہے اور یہ، بھرت سفید رہ جاتی ہے۔ اسی وجہ سے نکلی پیتل کو بعض اوقات نکلی سلور یا جرمن سلور بھی کہا جاتا ہے۔ مگر یہ نام درست نہیں ہیں کیونکہ اس، بھرت میں سلور یعنی چاندی بالکل نہیں ہوتی۔

ایسا پیتل جس میں 40 فیصد جست (مونٹز میٹل) ہو، زنگاری کے خلاف مزاحمت کرتا ہے۔ اسی لیے اسے بحری جہازوں کے نچلے حصے پر حفاظتی تہیں چڑھانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے اور یہ، بھرت اس مقصد کے لیے تانبے سے بہتر پائی گئی ہے۔

آج کل جست کا ایک بہترین استعمال خشک بیٹریوں (سیلوں) میں کیا جاتا ہے۔ اس قسم کی بیٹری کا خول جست کا بنا ہوتا ہے جس کے عین درمیان میں کاربن کی سلاخ نصب ہوتی ہے۔ ان دونوں کے درمیان مختلف قسم کے کیمیکلز بھرے جاتے ہیں۔

جست، کاربن اور یہ کیمیکلز آپس میں تعامل کر کے بجلی پیدا کرتے ہیں۔ اگر بیٹری کو یوں ہی رکھا جائے تو برقی رو بند رہتی ہے۔ اگر ان دونوں یعنی جست کے خول اور کاربن کی سلاخ کے 'سروں' کو کسی دھاتی تار کے ذریعہ آپس میں منسلک کر دیا جائے تو بجلی اس تار میں سے گزرتی ہے اور اگر بجلی کے راستے میں کوئی بلب وغیرہ لگایا جائے تو یہ روشن ہو جاتا ہے۔ ظاہر ہے کہ بلب صرف اس حالت میں روشن رہتا ہے جب تک کہ تار کہیں سے کٹا ہوا نہ ہو، یعنی سرکٹ نامکمل نہ ہو۔ چنانچہ ایک عام فلیش لائٹ اس وقت تک روشن نہیں ہوتی جب تک کہ ہم سوئچ کو نہیں دباتے۔ دراصل اس سوئچ کے دبانے سے سرکٹ مکمل ہو جاتا ہے تب بلب روشن ہوتا ہے۔

جست ان کئی دھاتوں میں سے ایک ہے جنہیں لوہے یا فولاد کو زنگ لگنے سے بچانے کے لیے ملمع کار کے طور پر استعمال کیا جاسکتا ہے۔ اس مقصد کے لیے لوہے کی صاف چادر کو پگھلے ہوئے جست میں ڈبویا جاتا ہے یا پھر اس کی برقی ملمع کاری کی جاتی ہے۔ برق (بجلی) کے لیے ایک انگریزی لفظ گیلوانزم بھی ہے۔ اسی لیے ایسے لوہے کو جس کی برقی ملمع کاری کی گئی ہو، گیلوینائزڈ آئرن یعنی جستی لوہا بھی کہا جاتا ہے۔ بالٹیاں اور صندوق وغیرہ اسی جستی لوہے سے بنائے جاتے ہیں۔ اسی وجہ سے ان کی سطح پر جست کی قلموں کی شکل کے نشانات نظر آتے ہیں۔

اب جست کے مرکبات نے بیریلیم کے ان زہریلے مرکبات کی جگہ بھی لے لی ہے جو کہ فلوری لائٹس میں استعمال کیے جاتے ہیں۔

جست ایک اچھا تیزاب عامل ہے۔ تجربہ گاہوں میں ہائیڈروجن کی تیاری کے لیے اسے تیزاب میں ڈالا جاتا ہے (تیزاب میں موجود ہائیڈروجن کے ایٹموں کی جگہ زنک کے ایٹم لے لیتے ہیں)۔ اس طرح حاصل ہونے والی ہائیڈروجن کو اکٹھا کر کے اس کے خواص کا مطالعہ کیا جاتا ہے۔ تاہم اس مقصد کے لیے اعلیٰ قسم کی جست استعمال کرنی چاہئے کیونکہ ناقص قسم

کی جست میں آرسینک بھی شامل ہوتا ہے جو تیزاب کے ساتھ ملاپ کر کے ایک بہت ہی زہریلے مرکب آرسائن کی بڑی مقدار خارج کرتا ہے۔ اس لیے احتیاط کا تقاضا یہ ہے کہ اس کی خاصیت کے بارے میں پہلے ہی خوب پہچان بین کر لی جائے تاکہ بعد میں تکالیف سے بچا جاسکے۔ دوری جدول میں جست کے نیچے ایک اور دھات ہے جسے لوہے اور فولاد پر چڑھایا جاتا ہے۔ یہ دھات جست سے اتنی ملتی جلتی ہے کہ ایک ہی کئی دھاتیں یہ دونوں دھاتیں پائی جاتی ہیں۔ 1817ء میں فریڈرک سٹرومیئر نے پہلی دفعہ اسے جست کی کئی دھات میں دریافت کیا تھا۔

جست کی کثرت سے پائی جانے والی کئی دھات زنک بلینڈ ہے۔ اس میں زیادہ تر زنک سلفائیڈ ہوتا ہے۔ زنک سلفائیڈ کے ایک مالیکیول میں زنک اور سلفر کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے۔ یونانی زبان میں اس کئی دھات کے لیے 'کادمیا' کا لفظ تھا۔ اس لیے سٹرومیئر نے اس نئے عنصر کا نام کیڈمیم رکھا۔ دوری جدول میں یہ عنصر نمبر 48 ہے۔ کیڈمیم کی ملمع کاری جست کی ملمع کاری سے اچھی ہوتی ہے مگر یہ بہت قیمتی ہوتی ہے۔ ایک تو کیڈمیم پر ایسے طریقے سے پالش کی جاسکتی ہے، دوسرے یہ دھاتوں کو زنگ سے بہتر طور پر محفوظ رکھتی ہے۔ اگر چاندی میں کیڈمیم کی معمولی سی مقدار شامل کر لی جائے تو یہ چاندی کی اس طرح سے حفاظت کرتی ہے کہ اس پر گندھک کے مرکبات کا کچھ اثر نہیں ہوتا، یعنی چاندی گندھک کے اثرات سے دھندلی نہیں پڑتی۔ وڈز میٹل (Wood's metal) میں بھی کیڈمیم شامل ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ ٹانکا لگانے والی کئی ایک، مرتوں میں بھی اس کی تھوڑی سی مقدار ہوتی ہے۔ کیڈمیم کا نقطہ پگھلاؤ سیسے جتنا ہے۔ یعنی یہ بھی بہت کم درجہ حرارت پر پگھلنے والی دھات ہے۔ اگر تانبے میں کیڈمیم کی معمولی مقدار (ایک فیصد) شامل کر لی جائے تو بہت مضبوط، بھرت حاصل ہوتی ہے۔ اس بھرت سے ایسے رتے تیار کیے جاسکتے ہیں جنہیں ٹرالی وائر کے طور پر استعمال کیا جاسکتا ہے اور ان میں بجلی کی موصلیت بھی کم نہیں ہوتی۔

ایٹمی توانائی کے حصول کے لیے نیوکلیر ری ایکٹروں میں بھی کیڈمیم استعمال ہوتی ہے۔ جب کبھی نیوکلیائی تعاملات کی رفتار کو کم کرنا مقصود ہو تو ری ایکٹر کے سوراخوں میں کیڈمیم کی سلاخیں گھسیڑ دی جاتی ہیں۔ اس قسم کی سلاخیں تباہ کن دھماکوں کو روکتی

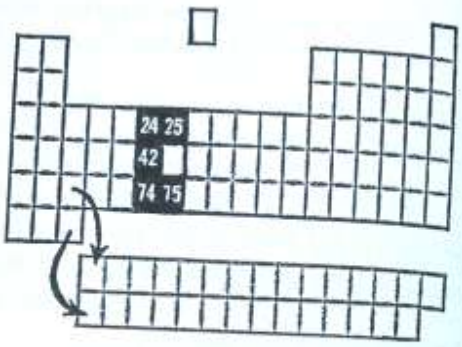
ہیں۔

زنک آکسائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں جست اور آکسیجن کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے) ایک اہم سفید مادہ ہے۔ اسے پینٹ وغیرہ میں استعمال کیا جاتا ہے اور عام طور پر زنک وائٹ بھی کہا جاتا ہے۔ اگرچہ یہ وائٹ لیڈ جتنا زیادہ سفید نہیں کرتا۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ دیکھیں گرام زنک وائٹ سے بنایا گیا روغن اپنے ہم وزن وائٹ لیڈ سے بنائے گئے روغن کی نسبت لکڑی کے کم رقبے کو سفید کرتا، یعنی اس کے اصل رنگ کو چھپاتا ہے۔ لیکن زنک وائٹ زہریلا نہیں ہوتا اور یہ سلفر کے مرکبات سے سیاہ بھی نہیں ہوتا۔ کیونکہ سلفر کے ساتھ تعامل سے بننے والا زنک سلفائیڈ بذات خود اتنا سفید ہوتا ہے کہ اس کی وجہ سے زنک کے رنگ پر کچھ اثر نہیں پڑتا۔ زنک سلفائیڈ خود بھی سستا ہوتا ہے اور اسے ہیریم سلفیٹ کے ساتھ ملا کر ایک کم تر سفید پینٹ کے طور پر استعمال کیا جا سکتا ہے۔ یہ آمیزہ تھوفون کہلاتا ہے۔

کیڈمیم سلفائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں کیڈمیم اور سلفر کا ایک ایک ایٹم ہوتا ہے) کو زرد رنگ کے مادے کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

زنک آکسائیڈ دوا کے سینٹ کے طور پر استعمال ہوتا ہے۔ اس کے علاوہ فیس پاؤڈر میں بھی اس کو استعمال کیا جاتا ہے۔ زنک آکسائیڈ کا پاؤڈر جست کی کئی دھات کے لوشن میں بھی استعمال ہوتا ہے (یہ پاؤڈر بھورا ہوتا ہے کیونکہ اس میں 05 فیصد آئرن آکسائیڈ بھی شامل ہوتا ہے)۔

آخر میں یہ بھی ذہن نشین کر لیں کہ زنک حیاتی خلیوں کے لیے اہم نشان گر عنصر ہے۔



کرومیم ـــــــ رنگ کا عنصر

اب تک کئی ایسی دھاتوں (نکل، قلعی، کیڈمیم اور جست) کا ذکر ہو چکا ہے جو رنگ سے۔ چاؤ کی خاطر فولاد یا لوہے کی سطح پر ملمع کاری کے لیے استعمال کی جاتی ہیں۔ البتہ انتہائی خوبصورت قسم کی ملمع کاری کے لیے ایک اور دھات استعمال ہوتی ہے۔ اسے کرومیم کہتے ہیں اور دوری جدول میں یہ عنصر نمبر 24 ہے۔

کرومیم کو ورن ایل واکلین نے 1797ء میں دریافت کیا تھا اور "رنگ" کے مترادف یونانی زبان کے لفظ کروم کی مناسبت سے اس کا نام کرومیم رکھا گیا تھا کیونکہ اس کے سارے مرکبات رنگین ہوتے ہیں۔ یہ مرکبات قریباً ہر رنگ میں ملتے ہیں۔ خود یہ دھات سخت ترین عناصر میں سے ہے۔ یہ لوہے، تانبے اور نکل سے بھی زیادہ سخت ہے۔ یہ ہوا میں دھندلی نہیں پڑتی کیونکہ ریٹومینیم کی طرح اس کے آکسائیڈ کی پتلی سی تہ اسے مزید خراب ہونے سے بچا لیتی ہے۔

موٹر گاڑیوں کے اوپر دھاتی سجاوٹ کے کام کے لیے جو فولاد استعمال ہوتا ہے

اس کے بعد ایک تہ نکل کی اور پھر ایک تہ کرومیم کی چڑھائی جاتی ہے۔ بعض لوگ اس قسم کے دھاتی کام کے لیے "کروم" کا لفظ بولتے ہیں۔

کرومیم فولاد کے ساتھ ملا کر مفید بھرتیں بھی بنائی جاتی ہیں۔ بعض فولادی کروم اتنے زیادہ سخت اور مضبوط ہوتے ہیں کہ ان سے بال بیرنگ کی گولیاں بنائی جاتی ہیں۔ سٹین لیس سٹیل میں 18 فیصد یا اس سے کچھ کم کرومیم اور 8 فیصد یا اس سے کچھ کم نکل ہوتا ہے۔ اس کو زنگ نہیں لگتا اور آج کل زیادہ تر چاقو، چھریاں اور برتن وغیرہ بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ سٹین لیس سٹیل مقناطیسی اثر نہیں رکھتا۔ ایک مقناطیس اور سٹین لیس سٹیل کے کسی چاقو کی مدد سے اس چیز کا تجزیہ کیا جا سکتا ہے۔

کرومیم کی ایک اور بھرت جو عموماً گھروں میں پائی جاتی ہے، نکروم ہے۔ اس بھرت میں چار حصے نکل کے ساتھ ایک حصہ کرومیم ملا ہوتا ہے اور بعض اوقات اس میں لوہے کی بھی ذرا سی مقدار ہوتی ہے۔ نکروم دھات ہوتے ہوئے بھی بجلی کا ایک بہت ناقص موصل ہے۔ چاندی کے لحاظ سے اس کی موصلیت صرف ڈیڑھ فیصد ہے۔ نکروم کے تار سے جب بجلی گزرتی ہے تو یہ حرارت سے لال سرخ ہو جاتا ہے خواہ یہ تار خاصا موٹا ہی کیوں نہ ہو۔ ٹوسٹر میں دہکنے والا تار بھی اکثر اوقات نکروم سے تیار کیا جاتا ہے جو بجلی گزرنے پر سرخ ہو جاتا ہے۔

کرومک آکسائیڈ (جس کے مالیکیول میں کرومیم کے دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں) سبز رنگ کا ہوتا ہے۔ اسے کرومیم کی ایک کچ دھات، کرومائیٹ سے حاصل کیا جاتا ہے۔ کرومائیٹ کے مالیکیول کرومک آکسائیڈ اور آئرن آکسائیڈ کا مجموعہ ہوتے ہیں۔ یہ کرومیم کی کثرت سے پائی جانے والی کچ دھات ہے اور بہت زیادہ درجہ حرارت پر پگھلتی ہے۔ اس سے اینٹیں بنائی جاتی ہیں جو زیادہ حرارت والی بھٹیوں کی اندرونی دیواروں میں لگائی جاتی ہیں۔

شیشے کو سبز رنگ دینے کے لیے اس میں کرومک آکسائیڈ ملایا جاتا ہے۔ لعل اور زمرد کرومک آکسائیڈ کی معمولی مقدار کی موجودگی کی وجہ سے نگین ہوتے ہیں۔ ان کے

مختلف رنگوں (زمرد کا رنگ سبز اور لعل کا سرخ ہوتا ہے) کا انحصار کرومک آکسائیڈ کے ذرات کی جسامت پر ہوتا ہے۔ فیروزے میں بھی جو نیلے ہوتے ہیں، بعض اوقات کرومک آکسائیڈ ہوتا ہے۔ کیونکہ یہ بنیادی طور پر ایلومینیم اور بیریلیم کے جن مرکبات کے ملنے سے بنتے ہیں وہ سارے مرکبات بے رنگ ہوتے ہیں۔

کرومک آکسائیڈ کو جب پینٹ میں استعمال کیا جائے تو یہ کروم گرین کہلاتا ہے۔ لیڈ کرومیٹ زرد کروم کہلاتا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سیسے اور کرومیم کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں۔ اساسی لیڈ کرومیٹ کے ایک مالیکیول میں سیسے کے دو، کرومیم کا ایک اور آکسیجن کے پانچ ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ سرخ کروم کہلاتا ہے۔ یہ سب کروم پینٹ کی تیاری میں استعمال ہوتے ہیں۔ ان میں سے دو کا ہمیشہ نارنجی کروم کہلاتا ہے اور یہ بھی پینٹ میں استعمال ہوتا ہے۔

دوری جدول میں کرومیم کے قرب و جوار میں واقع کئی ایک عناصر میں اس کی طرح سخت پن پایا جاتا ہے۔ یہ عناصر بھی اس لحاظ سے قابل قدر ہیں کہ جب انہیں فولاد میں ملایا جاتا ہے تو ان سے فولاد کے سخت پن اور مضبوطی میں اضافہ ہوتا ہے۔

یہ عناصر مینگانیز، عنصر نمبر 25؛ مولیبڈینم، عنصر نمبر 42؛ اور ولفرام، عنصر نمبر 74 ہیں۔

مینگانیز کی کثرت سے پائی جانے والی کچ دھات پائرولوسائٹ ہے۔ اس میں زیادہ تر مینگانیز ڈائی آکسائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں مینگانیز کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں) ہوتا ہے۔ یہ کچ دھات بھی کثرت سے پائی جاتی ہے۔ دراصل بھاری دھاتوں میں لوہے کے بعد سب سے زیادہ پائی جانے والی دھات مینگانیز ہی ہے۔ یہ اگر پیشکل و شباہت میں لوہے (جو کہ دوری جدول میں اس کے دائیں جانب واقع ہے) سے مشابہت رکھتا ہے مگر طبیعی طور پر اس سے زیادہ سخت ہے اور لوہے کے برعکس، بہت ہی بھونک بھی ہے۔ قدیم رومیوں کے لیے پائرولوسائٹ اور میگنیٹائٹ میں فرق کرنا کافی دشوار تھا۔ بلکہ وہ اکثر دونوں کو ایک ہی چیز سمجھتے رہے۔ کیونکہ میگنیٹائٹ، جو لوہے کا آکسائیڈ ہے، بھی سیاہ ہوتا ہے۔ اسی وجہ سے انہوں نے پائرولوسائٹ کو میگنس کا نام دیا۔ اس کے بعد قرون وسطیٰ

کے کیمیا دانوں نے اس لفظ کی ادائیگی میں کچھ اس طرح سے تغیر و تبدل کیا کہ اس کا نام
میگانیز پڑ گیا۔ ہم اسے دھات کی حیثیت سے سب سے پہلے 1774ء میں جیے بی گان
نے حاصل کیا۔

کرومیم کی طرح میگانیز کے مرکبات بھی عام طور پر رنگین ہوتے ہیں۔ قدرتی
طور پر میگانیز کے مرکبات کئی ایک رنگوں (سفید، بھورا، سبز اور بنفشی) میں پائے جاتے
ہیں۔ ان رنگوں کو تراشے صدیوں سے رنگدار مادے کے طور پر استعمال کرتے آ رہے ہیں۔
ان میں سب سے زیادہ مشہور رنگدار مادہ "شیو بلوطی بھورا" ہے۔ میگانیز آکسائیڈ (اس کے
ایک مالیکیول میں میگانیز کے دو ایٹم اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں) کو آئرن اور
ریورمینیم کے آکسائیڈز کے ساتھ ملا کر پیسا جائے تو رنگ دار مادہ حاصل ہوتا ہے۔ اسے
میگانیز براؤن یا امبر کہا جاتا ہے۔ میگانیز کاربونیٹ (جو میگانیز وائٹ بھی کہلاتا ہے) کو
سفید رنگ کے مادے کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔

مولیبڈینم کی سب سے زیادہ پائی جانے والی کچ دھات مولیبڈینائیٹ ہے جو دراصل
مولیبڈینم سلفائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں مولیبڈینم کا ایک اور سلفر کے دو ایٹم ہوتے
ہیں) ہے۔ چونکہ اس کچ دھات کی ظاہری صورت پینسل سے ملتی جلتی ہے اس لیے پینسل کے
متبادل یونانی لفظ پر اس کا نام رکھا گیا۔ بہر 1782ء میں جب پی ایچ جیلم (P.H.Hjelm)
نے اس کی دھات کو دریافت کیا تو اس نام میں Um کا اضافہ کر کے اس نام کو دھات کے
لیے مخصوص کر لیا گیا۔ ولفرام کو دو دفعہ دریافت کیا گیا تھا۔ 1781ء میں شیلے نے اسے ایک
معدن سے حاصل کیا جو ٹنگسٹن کہلاتا ہے جس کا سویڈش زبان میں مطلب "بھاری پتھر"
ہے۔ یہ معدن بیرائیٹ کی طرح کیلشیم سے دوگنا زیادہ بھاری ہوتا ہے۔ آج کل شیلے
کے اعزاز میں اس کو شیلائیٹ کہا جاتا ہے۔ 1783ء میں اس عنصر کو دو بھائیوں نے الگ
الگ کام کرتے ہوئے دریافت کیا۔ یہ دونوں بھائی ڈان فاوسٹو اور ڈان جاؤن تھے جو
ولفرمائیٹ نام کی ایک معدن پر کام کر رہے تھے۔ اسی وجہ سے اس عنصر کے دو نام ہیں۔
ولفرام اس کا سرکاری نام ہے۔ تاہم امریکہ اور برطانیہ میں اس عنصر کو سویڈش معدن کے
حوالے سے ٹنگسٹن کہنے کا رواج ہے۔ اس شخص کا نام، جس نے 1785ء میں پہلی دفعہ یہ
نظریہ پیش کیا کہ شیلائیٹ اور ولفرمائیٹ سے حاصل کردہ دھاتیں ایک ہی ہیں، روڈاف ایرچ

راسپ تھا۔ اس کی وجہ شہرت اس کی کتاب Baron Munchausen stories ہے۔

یہ تینوں دھاتیں (میگانیز، مولیبڈینم اور ٹنگسٹن) فولاد میں ملائی جا سکتی ہیں۔
میگانیز سٹیل میں 13 فیصد یا اس سے کچھ کم میگانیز ہوتا ہے۔ یہ سٹیل بہت زیادہ سخت اور
مضبوط ہوتا ہے اور چٹانوں کو توڑنے والی مشینوں کے جبڑے کی تیاری میں استعمال ہوتا
ہے۔ مولیبڈینم سٹیل میں 8 فیصد یا اس سے کچھ زیادہ مولیبڈینم ہوتا ہے۔ یہ گرم کرنے پر
نرم نہیں ہوتا اس لیے زیادہ تیزی سے کٹائی کرنے والے اوزاروں میں اس کا استعمال
استعمال ہوتا ہے۔ اس مقصد کے لیے ٹنگسٹن سٹیل بھی استعمال کیا جاتا ہے جس میں
کرومیم کے علاوہ 7 تا 20 فیصد ٹنگسٹن (ولفرام) ہوتا ہے۔ ٹنگسٹن سٹیل زرہ بکتر بنانے
کے لیے بھی استعمال ہوتا ہے اور ایسے مخصوص گولوں میں بھی اس کو استعمال کیا جاتا
ہے جو ان زرہ بکتروں کے اندر گھس سکتے ہوں۔ ٹنگسٹن اور کرومیم کو کوبالٹ کے ساتھ ملا
کر سٹیلائیٹ کی بھرتیں بھی تیار کی جاتی ہیں۔ مولیبڈینم سٹیل بہت زیادہ سخت ہوتا ہے
اور اسے بندوق کی نالی، زرہ بکتر اور بنک کے لاکرز وغیرہ بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا
ہے۔

میگانیز کو تانبے کے ساتھ ملا کر میگانیز کانسی بنائی جاتی ہے۔ اس قسم کی ایک
بھرت میں نکل بھی ہوتا ہے۔ اس بھرت کو مینگنن کہتے ہیں۔ یہ بجلی کا ایک ناقص موصل
ہے اور اسے بکروم کی طرح استعمال میں لایا جاتا ہے۔

میگانیز ڈائی آکسائیڈ سیاہ ہوتا ہے اور بعض اوقات یہ شیشے میں ملایا جاتا ہے تا کہ
لوہے کے مرکبات کے سبز رنگ کو زائل کیا جا سکے۔ ایک لمبا عرصہ گزرنے کے بعد شیشے میں
موجود یہ میگانیز ڈائی آکسائیڈ سوڈیم پرمینگنیٹ میں تبدیل ہو جاتا ہے (جس کے مالیکیول میں
سوڈیم اور میگانیز کا ایک ایک اور آکسیجن کے چار ایٹم ہوتے ہیں)۔ سوڈیم اور آکسیجن کے یہ
مزید ایٹم شیشے کے سوڈیم سلیکیٹ سے حاصل ہوتے ہیں۔ چونکہ سوڈیم پرمینگنیٹ کا رنگ
گہرا اور غوبی ہوتا ہے، اس لیے شیشے کا رنگ خوبصورت بنفشی ہو جاتا ہے۔

میگانیز کی بعض بھرتوں میں ایلومینیم، قلعی، بسمتھ اور تانبا موجود ہوتا ہے۔ یہ
بھرتیں بہت زیادہ مقناطیسی اثر رکھتی ہیں، اگرچہ ان میں لوہا نہیں ہوتا۔ دراصل میگانیز اور

بہتر حل کر ایک ایسا مقناطیس بنا لیتے ہیں جس کا مقناطیسی اثر بڑی سہولت سے زائل کیا جا سکتا ہے۔ کرومیم کی بعض بھرتوں کو بھی مقناطیس بنایا جا سکتا ہے۔ اس قسم کے لوہے سے پاک مقناطیسی بھرت ہیوزر کے بھرت کہلاتے ہیں۔ کیونکہ ہیوزر ہی نے 1896ء میں ان بھرتوں کو سب سے پہلے دریافت کیا۔

میگنیز اور مولیبڈینم دونوں ہی زندہ خلیوں کے لیے اہم نشان گر عناصر ہیں۔ جسم انسانی کے لیے مولیبڈینم کی قلیل مقدار کی ضرورت کا علم 1950ء کے دہائی میں ممکن ہوا۔

روشنی کے بلبوں کی فلامنٹ میں دو خصوصیات ضرور ہونی چاہییں ایک تو یہ کہ ان میں سے بجلی کی رو بہت آہستہ سے گزرتی ہو تاکہ یہ گرم ہو کر سفید روشنی سے چمک اٹھیں اور دوسرے اس فلامنٹ کا نقطہ پگھلاؤ بہت اونچا ہو تاکہ حرارت سے پگھلنے نہ پائے (فلامنٹ کے پگھلنے کی فکر نہیں کرنی چاہئے کیونکہ بلب میں گیس بھری ہوتی ہے جس میں کوئی چیز نہیں جل سکتی)۔

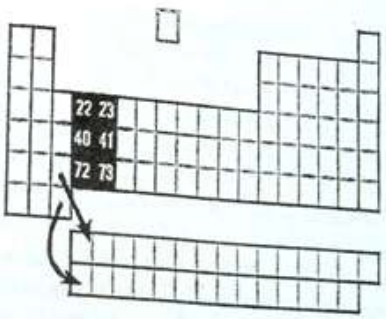
جب تھامس اے ایڈیسن نے 1879ء میں برقی روشنی ایجاد کی تو اس نے فلامنٹ کے لیے کاربن استعمال کیا۔ کیونکہ اس وقت تک تمام معلوم اشیاء میں اس کا نقطہ پگھلاؤ سب سے زیادہ تھا۔ قریباً 3500 درجے سینٹی گریڈ۔ مزید یہ کہ کاربن بجلی کا ایک ناقص موصل ہے۔ لیکن چونکہ یہ دھات نہیں اس لیے اس کے تار نہیں بنائے جا سکتے۔ اس کو روئی کے دھاگوں یا بانس کے ریشوں کے اوپر لگایا جاتا تھا۔ اگرچہ ایڈیسن نے بلبوں کو ہوا سے خالی کر دیا تھا لیکن پھر بھی حرارت سے روئی یا بانس تحلیل ہو گئے اور تھوڑی دیر کے بعد فلامنٹ نیچے گر گیا اور بلب جل کر راکھ ہو گیا۔

اس کے بعد او سمیم کو آزمایا گیا اور آخر کار ولفرام یعنی ٹنگسٹن اس مقصد کے لیے بہتر ثابت ہوا۔ ولفرام پلاٹینم دھات سے دو گنا زیادہ بہتر موصل ہے لیکن او سمیم سے اس کا نقطہ پگھلاؤ بہت اونچا ہے۔ او سمیم 2700 درجے سینٹی گریڈ پر جبکہ ولفرام 3370 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ دراصل ولفرام کا نقطہ پگھلاؤ تمام دھاتوں سے اونچا ہے، صرف کاربن اس سے اونچا نقطہ پگھلاؤ رکھتا ہے۔

دوری جدول میں ولفرام کے دائیں جانب رینیم عنصر نمبر 75 واقع ہے۔ اس کی خصوصیات ولفرام سے ملتی جلتی ہیں۔ لیکن یہ بہت کم یاب ہے۔ اس کی بعض کچ دھاتیں ایسی بھی ہیں کہ جن کے دس لاکھ حصے میں رینیم کا ایک حصہ ہوتا ہے۔ لیکن پھر بھی انہیں بہتر کچ دھات کہا جاتا ہے کیونکہ اس کی دیگر کچ دھاتوں میں اس کی مقدار اس سے بھی کم ہوتی ہے۔ رینیم کو 1925ء میں روبیڈیم اور سیزیم کی طرح سپیکٹروسکوپ کی مدد سے دریافت کیا گیا۔ یہ دریافت تین جرمن کیمیاداں والٹر نوڈک، ایڈا ٹیکی اور اوٹو برگ نے مشترکہ طور پر کی تھی۔ وہ جس شے کی جستجو میں تھے اس کے بارے میں انہیں پورا پورا علم حاصل تھا۔ اس وقت تک دوری جدول اپنی طرح ترتیب دے دیا گیا تھا اور کیمیاداں ان خانوں سے اپنی طرح آگاہ تھے جن میں کوئی عنصر موجود نہیں تھا۔ رینیم کی دریافت سے پہلے اس کو دوی میگنیز کا فرضی نام دیا گیا تھا۔ دوی سنسکرت میں دو کو کہتے ہیں اور یہ عنصر میگنیز کے نیچے خالی خانہ نمبر 2 میں واقع تھا۔ ایکا میگنیز کے فرضی نام سے بھی ایک عنصر تھا جو کہ خالی خانہ نمبر 1 میں واقع تھا۔ اس کا ذکر بعد میں کیا جائے گا۔

نوڈک اور دیگر کیمیاداں نے اس نئے عنصر کا نام جرمنی کے دریا رین (جو کہ اس کا لاطینی نام ہے) کے مناسبت سے رینیم رکھا۔

رینیم کا نقطہ پگھلاؤ تقریباً 3000 درجے سینٹی گریڈ ہے۔ دھاتوں میں ولفرام کے بعد اس کا نقطہ پگھلاؤ سب سے اونچا ہے۔ چونکہ یہ ولفرام کی نسبت صرف ایک چوتھائی بجلی کو بہتر طور پر گزار سکتا ہے، اس لیے امکان ظاہر کیا جاتا ہے کہ اگر یہ اتنا کم یاب نہ ہوتا تو اس سے بہتر برقی فلامنٹ تیار ہو سکتے تھے۔ تاہم اسے بعض فوٹنین پن کی نب بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔



ٹائی ٹینیم ـــــــ روشن مستقبل کا عنصر

پورے دوری جدول میں ایسا دوسرا کوئی عنصر نہیں ہے جسے ٹائی ٹینیم عنصر کی طرح یکسر نظر انداز کیا گیا ہو، کہ دور حاضر تک کوئی بھی اس کو نہیں جانتا تھا۔ حتیٰ کہ پیشہ ور کیمیا دانوں میں سے بھی چند ایک کو ہی اس کے متعلق معلومات حاصل تھیں۔ حالانکہ یہ کثرت سے پائے جانے والے عناصر میں سے ہے۔ قشر ارض کا 0.5 فی صد ٹائی ٹینیم پر مشتمل ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ ایک میٹرک ٹن زمین کے حصے میں 5 کلو گرام ٹائی ٹینیم ہو گا اور یہ کوئی تھوڑی مقدار نہیں ہے۔

ٹائی ٹینیم قشر ارض میں کلورین سے تین گنا زیادہ اور فاسفورس سے چھ گنا زیادہ ہوتا ہے۔ پھر بھی یہ دونوں عناصر اس سے کہیں زیادہ عام ہیں۔ اس کے علاوہ ٹائی ٹینیم بعض مفید دھاتوں جیسے تانبا، سیسہ اور جست سے تین تا سات گنا زیادہ پایا جاتا ہے۔ جبکہ صورت حال یہ ہے کہ اتنا کثرت سے ہونے کے باوجود اسے ابھی تک نظر انداز کیا جاتا رہا ہے۔

اس کی ایک معقول وجہ یہ ہے کہ ہو سکتا ہے کہ کوئی عنصر مثلاً سیسہ بعض مقامات پر بالکل بھی نہ پایا جاتا ہو۔ مگر بعض مقامات پر اس کے وسیع ذخائر موجود ہوتے ہیں، جہاں سے اس کی کان کنی منافع بخش ہوتی ہے۔ اس کے برعکس ٹائی ٹینیم تمام قشر ارض پر مساوی مقدار میں (0.5 فی صد) ہے۔ اس کی کچھ نہ کچھ مقدار ہر جگہ موجود ہے مگر زیادہ اور منافع بخش مقدار میں کہیں بھی نہیں ملتی۔

1791ء میں ایک انگریز پادری اور کیمیا دان ولیم گریگر نے ایلمی نائیٹ (کوئے اور ٹائی ٹینیم پر مشتمل ایک کالی دھات) میں ایک نئی دھات کی موجودگی کا اعلان کیا۔ جبکہ 1794ء میں رلم اکلی عنصر اتھ نے اس کا نام یونان کے طاقتور دیوتاؤں (ٹائی ٹینس) کی مناسبت سے ٹائی ٹینیم رکھا۔ یہ دیوتا بہت زیادہ طاقتور تھے لیکن اس کے بقول ان دیوتاؤں نے کوئی قابل قدر کارنامہ سرانجام نہیں دیا تھا۔

ٹائی ٹینیم کی اہم ترین کالی دھات روٹائل ہے جو دراصل ٹائی ٹینیم ڈائی آکسائیڈ ہے۔ اس کا مالیکیول ٹائی ٹینیم کے ایک اور آکسیجن کے دو ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے۔ ٹائی ٹینیم ڈائی آکسائیڈ شفاف جواہر کی صورت میں بھی پایا جاتا ہے اور اسے 1949ء کے بعد سے مصنوعی طور پر بھی تیار کیا جانے لگا ہے۔ یہ روٹائل روشنی کا انعکاس ہیروں سے بھی زیادہ کرتے ہیں اور اگر ان کی مناسب تراش خراش کی جائے تو یہ ہیروں سے بھی زیادہ چمکتے اور دمکتے ہیں۔ البتہ ان میں ایک خامی یہ پائی جاتی ہے کہ یہ ہیروں کی طرح زیادہ سخت نہیں ہوتے اور ان پر آسانی سے خراش آجاتی ہے۔

ٹائی ٹینیم ڈائی آکسائیڈ کا سفوف، ٹائی ٹینیم وائٹ، تمام معلوم اشیاء میں سب سے زیادہ سفید شے ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ اگر کسی پینٹ کی موزوں مقدار میں 25 گرام ٹائی ٹینیم وائٹ شامل کر دیا جائے تو یہ کسی دوسرے سفید کار حامل مادے کی نسبت کہیں زیادہ رقبے کو سفید کرے گا۔ مزید برآں ٹائی ٹینیم زہریلی نہیں اور گندھک کے مرکبات سے اس کا رنگ نہیں اڑتا۔ یہی وجہ ہے کہ آج کل یہ سفیدیا (سفیدے) کی جگہ لے رہا ہے۔

ٹائی ٹینیم ٹیٹرا کلورائیڈ (اس کے ایک مالیکیول میں ٹائی ٹینیم کا ایک اور کلورین

کے چار ایٹم ہوتے ہیں) ایک مالع ہے جو نمدار ہوا کے ساتھ گہرا دھواں پیدا کرتا ہے۔ اسی خاصیت کی بنا پر اسے آسمان میں کھانی اور دھواں دار سگریٹ بنانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

لیکن جانی ٹیٹینیم دھات کو ایک عرصہ تک زوال پذیر قرار دیا گیا۔ ہمیشہ ہی اسے ایک بھونک اور بیکار دھات سمجھا گیا جو کسی بھی مفید مقصد کے لیے کام نہیں آتی۔ دراصل مشکل یہ تھی کہ کوئی بھی اسے خالص حالت میں حاصل نہ کر سکا تھا۔ 1825 میں سب سے پہلے برزیلیس نے اسے کسی حد تک ایک سیاہ غیر خالص سفوف کی صورت میں حاصل کیا۔ 1895 میں مولسان نے اسے قدرے بہتر صورت میں حاصل کیا مگر بالکل خالص حالت ہی نہیں بلکہ اس کے نمونوں میں بھی 2 فیصد کاربن شامل تھا۔ جانی ٹیٹینیم کا جن عناصر (جیسے آکسیجن، نائٹروجن، کاربن اور سیلیکان) سے اکثر و بیشتر واسطہ پڑتا ہے یہ ان کے ساتھ یکدم ملاپ کر لیتا ہے۔ چونکہ اس ملاپ کی خصوصیت کی وجہ سے جانی ٹیٹینیم نائٹروجن میں بھی جلتا ہے۔ اس لیے اس کی ویلڈنگ کا کام ہیلیم کی موجودگی میں بھی ہو جاتا ہے۔

عام طور پر لوہے کے ساتھ اس کی بھرت بنائی جاتی ہے۔ یہ بھرت فیرو جانی ٹیٹینیم کہلاتی ہے اور اس کی حالت سے اسی صورت میں کام لیا جاتا ہے۔ اس کی معمولی مقدار پگھلے ہوئے فولاد میں حل کی جاتی ہے جو ایک "خاکروب" کی حیثیت سے کام کرتی ہے۔ یہ جانی ٹیٹینیم دراصل پگھلے ہوئے فولاد میں معمولی مقدار میں موجود آکسیجن اور نائٹروجن کے ساتھ ملاپ کر لیتی ہے۔ اس کے بعد جب فولاد ٹھنڈا ہو کر ٹھوس حالت اپناتا ہے تو اس میں گیس کے بھونے بھوتے بلبلے نہیں ہوتے۔ چنانچہ اس وجہ سے فولاد کی مضبوطی مزید بڑھ جاتی ہے۔

جب جانی ٹیٹینیم کو پہلی دفعہ خالص حالت میں حاصل کیا گیا تو یہ ایک بہت ہی عجیب و غریب دھات ثابت ہوئی۔ یہ بالکل بھی بھونک نہیں تھی بلکہ ورق پذیر اور مضبوط دھات کی خصوصیات کی حامل تھی۔ خصوصاً جب اس میں پلاٹینم کی معمولی مقدار شامل کی جائے تو یہ زنگ لگنے کے خلاف مزاحمت کرتی ہے۔ موزوں مناسبت سے بنائی گئی اس کی بھرت وزن کے لحاظ سے مضبوط ترین دھات ہوتی ہے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ اگر ایک گھ

جانی ٹیٹینیم کی بھرت سے نصف میٹر لمبی سلاخ بنائی جائے تو یہ سلاخ اتنے ہی وزن اور اتنی ہی لمبائی کی فولادی سلاخ سے کہیں زیادہ مضبوط ہو گی اور زیادہ وزن کو سہارا دے سکے گی۔ چونکہ جانی ٹیٹینیم فولاد سے ہلکا ہوتا ہے اس لیے ایک گھ گرام جانی ٹیٹینیم سے اتنے ہی فولاد کی نسبت زیادہ موٹی سلاخ بنے گی۔

جانی ٹیٹینیم بہت ہی ہلکا ہے۔ اس کا اندازہ اس امر سے لگائیں کہ یکساں لمبائی اور موٹائی کی اگر دو سلاخیں ہوں، ایک جانی ٹیٹینیم کی اور ایک فولاد کی تو ان کے وزن میں 3 اور 5 کی نسبت ہو گی۔ یعنی جانی ٹیٹینیم کی سلاخ اگر 3 گھ کی ہو گی تو فولاد کی سلاخ 5 گھ کی ہو گی۔ البتہ یہ ریلو میٹینیم سے دو گنا بھاری ہوتا ہے۔

مختصر یہ کہ اس کے بعد جانی ٹیٹینیم یکایک ہر طرف حاصل ہونے لگی۔ اب صنعتیں اس کی زیادہ سے زیادہ مقدار خالص حالت میں حاصل کرنے کے لیے انتھک کوششوں میں لگ گئیں۔ اس بات کا قوی امکان ہے کہ مستقبل قریب میں یہ دھات لوہے اور ریلو میٹینیم کے بعد سب سے زیادہ اہمیت حاصل کرے گی۔ کیونکہ ایک تو یہ ہلکی بھی ہے اور پھر مضبوط بھی ہو اور یہ دونوں خواص کسی دھات میں بیک وقت موجود ہونا بڑی بات ہے۔

دوری جدول میں اس کے عین نیچے اور دائیں طرف کے کالم میں موجود عناصر اس سے بہت زیادہ ملتے جلتے ہیں۔ لیکن ان میں سے کوئی بھی زیادہ مقدار میں نہیں پایا جاتا۔

زرکون ایک معدن ہے جو بعض اوقات ایک شفاف صورت میں دستیاب ہوتا ہے اور اسے جواہر کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ جواہر شکل و صورت میں تو ہیروں جیسے لگتے ہیں لیکن قیمت کے لحاظ سے ان کی نسبت نہایت سستے ہیں۔ زرکان کا نام فرانسیسی زبان سے لیا گیا ہے جو اس زبان میں پرتگالی زبان سے اور پرتگالی میں عربی سے اور عربی زبان میں فارسی سے آیا ہے۔ جس کے معنی ہیں "سونے کے رنگ کا"۔ کیونکہ بعض زرکون زرد رنگ کے ہوتے ہیں۔

1824ء میں برزیلیس نے زرکون سے ایک نئی دھات علیحدہ کی جسے اس نے زرکونیم کا نام دیا۔ اگرچہ اس سے بہت ہی پہلے یعنی 1789ء میں کلپرتھ نے اس نئی دھات کی موجودگی کی نشاندہی کر دی تھی۔ اس وقت پتہ چلا کہ زرکون دراصل زرکونیم سیلیکیٹ

ہے۔ دوری جدول میں زرکونیم 40 نمبر عنصر ہے۔ یہ قشرِ ارض میں ٹائی ٹینیم کے تھوڑے حصہ کے برابر پایا جاتا ہے۔ لیکن تانبے سے یہ پھر بھی 10 گنا زیادہ مقدار میں ملتا ہے۔ ٹائی ٹینیم کی طرح یہ بھی غیر خالص حالت میں سخت اور بھونک اور خالص حالت میں ورق پذیر ہوتا ہے۔ فیرو زرکونیم لوہے کی ایک ایسی بھرت ہے کہ جس میں بیس فیصد زرکونیم
۔ٹی کروب کے طور پر دیا جاتا ہے۔

زرکونیم اور ٹائی ٹینیم دونوں ہی کو ہڈیوں کی پیوند کاری کے لیے استعمال میں لیا جاتا ہے۔ زرکونیم آکسائیڈ (جس کے ایک مالیکیول میں زرکونیم کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں) کو بعض اوقات زرکونیا کے نام سے پکارا جاتا ہے۔ یہ ایک نا گداز پذیر شے ہے اور اسے بھٹیوں کے اندرونی استر میں استعمال کیا جاتا ہے۔ اسے نسبتاً کہیں زیادہ مہنگے سٹینک آکسائیڈ کی جگہ بھی اینیمل کی تیاری میں سفید کرنے کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کے علاوہ زرکونیم آکسائیڈ چونکہ ایکس ریز کو بھی بخوبی جذب کرتا ہے اس لیے نظام ہضم کے اعضاء کے معائنے کے لیے اسے بیریم سلفیٹ کی جگہ بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ اس کے صرف یہی فوائد نہیں بلکہ متحرک تصویروں کی پروجیکشن کے لیے لائم لائٹ کے طور پر بھی اسے استعمال کیا جاتا ہے۔ کیونکہ گرم کرنے پر اس سے بہت زیادہ سفید روشنی نکلتی ہے۔ اس کے علاوہ یہ بلور کی طرح تبدیلیٔ حرارت کو بہت حد تک برداشت کرتا ہے۔ اس لیے اس سے تجربہ گاہوں میں استعمال ہونے والی کٹھالیاں بھی تیار کی جاتی ہیں۔ اس لحاظ سے زرکونیم آکسائیڈ ایک ہمہ گیر شے ہے۔

زرکونیم کے ساتھ ہمیشہ ہی ایک ایسا عنصر بھی کم و بیش ایک فیصد مقدار میں ضرور حاصل ہوتا ہے جو دوری جدول میں اس کے نیچے واقع ہے۔ البتہ اب چند سال پیشتر ہی یہ ممکن ہو گیا ہے کہ زرکونیم کو اس عنصر کی آمیزش سے پاک خالص حالت میں حاصل کیا گیا۔ کیمیادان دوری جدول کی ترتیب کی بدولت اس قسم کے عنصر کی دریافت کی توقع رکھتے تھے۔ 1911ء میں ایک فرانسیسی کیمیادان نے اس عنصر کی دریافت کا اعلان کیا جو کہ زرکونیم کے نیچے واقع دوری جدول کے خانہ کو پُر کرتا ہے۔ اس نے اس عنصر کو سیلٹیم کا نام دیا۔ یہ نام اس نے رومن حکومت کے دور میں فرانس میں رہنے والے سیلٹک لوگوں کی مناسبت سے رکھا تھا۔ لیکن بعد میں اس کا نئے عنصر کو دریافت کرنے کا یہ اعلان غلط ثابت

ہو گیا۔

تاہم 1922ء میں ہنگری کے کیمیا دان جارج وون ہیوسی اور ڈنمارک کے طبیعیات دان ڈی کوسٹر نے، جو کوپن ہیگن میں ناروے سے حاصل کردہ زرکون پر تحقیقات کر رہے تھے، آخر کار اس عنصر کو صحیح طور پر دریافت کر لیا۔ انہوں نے کوپن ہیگن کے لاطینی طرز کے نام کی مناسبت سے اس کا نام ہافنیم رکھا۔ اسے ہمیشہ ہی ایک بہت کم یاب دھات سمجھا گیا لیکن دراصل یہ مقدار میں تانبے سے پچاس گنا کثرت سے پایا جاتا ہے۔ یہ عنصر نمبر 72 ہے۔

اس کی دریافت میں یہ تاخیر (یعنی زرکونیم سے پورے ایک سو سال بعد) حیران کن نہیں ہے۔ زرکونیم اور ہافنیم ایک دوسرے سے اتنے ملتے جلتے ہیں کہ عناصر کی پوری فہرست میں مشکل سے ہی دیگر کسی بھی دو عناصر میں اتنی مشابہت پائی جاتی ہو گی۔ ایک کی زیادہ مقدار میں موجودگی کے سبب قلیل مقدار میں موجود اس دوسرے عنصر کی نشاندہی نہایت مشکل تھی۔ اس کا یہ بھی مطلب ہے کہ اگر کسی مقصد کے لیے زرکونیم یا زرکونیم کے مرکبات کارآمد ہوں تو اسی مقصد کے لیے ہافنیم یا ہافنیم کے مرکبات بھی مفید ثابت ہوں گے۔ تاہم ہافنیم چونکہ بہت ہی کم یاب ہوتا ہے اس لیے یہ بہت ہی مہنگا پڑتا ہے۔

دوری جدول میں ٹائی ٹینیم کے بالکل دائیں طرف موجود عنصر کو 1830ء میں سویڈن کے ایک کیمیا دان این جی سیفسٹرام نے دریافت کیا اور سکنڈے نیویا کی دیوی "وینیڈس" کی مناسبت سے اس کا نام وینیڈیم رکھا۔ دوری جدول میں یہ عنصر نمبر 23 ہے اور قشرِ ارض میں کثرت کے لحاظ سے تقریباً زرکونیم کے برابر ہے۔

ٹائی ٹینیم، زرکونیم اور وینیڈیم فولادی بھرتوں میں استعمال ہوتے ہیں۔ زرکونیم کی فولادی بھرتیں نہایت ہی مضبوط اور گولی روک (Bullet Proof) ہوتی ہیں۔ وینیڈیم کی فولادی بھرتیں (جن میں کرومیم بھی شامل ہوتا ہے) بہت زیادہ لچکدار ہوتی ہیں۔ یہ بغیر بگاڑ کے ضربیں برداشت کر سکتی ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ وینیڈیم کی فولادی بھرت سے سپرنگ، دُھرے، کرینک شافٹ اور ڈرائیو شافٹ بنائے جاتے ہیں۔ جب فولاد میں ٹائی ٹینیم شامل کیا جاتا ہے تو اس کی بھرتیں مزید مضبوط ہو جاتی ہیں اور گھسنے کے خلاف

مزاحمت کرتی ہیں۔ اس قسم کی بھرتیں ریل کی پٹڑیاں بنانے میں استعمال ہوتی ہیں۔

دوری جدول میں وینیڈیم کے نیچے موجود دو دھاتیں تقریباً ایک ہی وقت میں دریافت ہوئی تھیں۔ سترھویں صدی عیسوی میں کیمبرج کے جینیے گورنر نے وہاں سے انگلینڈ ایک معدن بھیجا تھا۔ ایک انگریز کیمیا دان چارلس ہیچٹ نے اس پر تحقیق کی۔ 1801ء میں وہ اس نتیجے پر پہنچا کہ اس میں ایک نئی دھات ہے۔ اس نے اس کا نام اس ریاست کے ایک قدیم شاہرانہ نام کولمبیا کی وجہ سے کولمبیم رکھا۔ کولمبیا از خود کرسٹوفر کولمبس سے ماخوذ ہے۔ جائے حصول کی مناسبت سے اگرچہ اس معدن کا نام موزوں تھا مگر یہ زیادہ عرصہ تک نہ چل سکا۔ پھر سویڈن کے کیمیا دان اے جی ایکبرگ نے عنصر نمبر 73 دریافت کرکے یونانی دیومالا کے ایک کردار ٹینٹیلس کی مناسبت سے اس کا نام ٹینٹیلم رکھا۔ اس کردار کو ہیڈیز (دنیا کے نیچے روحوں کا مسکن) میں ٹھوڑی تک پانی کے اندر رکھنے کی سزا دی گئی تھی اور اسے یہ پانی پینے کی اجازت نہ تھی۔

ان دونوں ناموں میں تعلق یہ ہے کہ ٹینٹیلم کو اگر تیزاب میں بھی رکھا جائے تو اس پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔

کچھ عرصہ یہ مسئلہ درپیش رہا کہ آیا کولمبیم ایک علیحدہ دھات ہے یا ٹینٹیلم کی کوئی بیرونی شکل۔ آخر کار 1844ء میں ایک کیمیا دان ہینرک روز نے یہ ثابت کیا کہ کولمبیم ایک مختلف دھات ہے اور اس نے اسے نیوبیم کا نام دیا۔ یہ نام اس نے یونانی دیومالائی کردار نیوبی کی بیٹی کی مناسبت سے دیا تھا جس کا نام نیوبی تھا۔ اگرچہ سرکاری طور پر عنصر 41 کا نام نیوبیم ہی منظور کیا گیا، لیکن امریکہ میں اب بھی اسے عموماً کولمبیم کے نام سے پکارا جاتا ہے۔

وینیڈیم، نیوبیم اور ٹینٹیلم کے آکسائیڈز کا نقطہ پگھلاؤ بہت اونچا ہوتا ہے اور اسی وجہ سے انہیں ارضی عناصر تسلیم کیا گیا ہے۔ چونکہ پانی کے ساتھ یہ تیزاب بناتے ہیں، اس لیے "تیزابی ارضی عناصر" کہلاتے ہیں اور ان سے حاصل کی گئی دھاتیں تیزابی ارضی دھاتیں کہلاتی ہیں۔ یاد رہے کہ کیلشیم اور اس کے گروپ کی دوسری دھاتیں قلوی ارضی

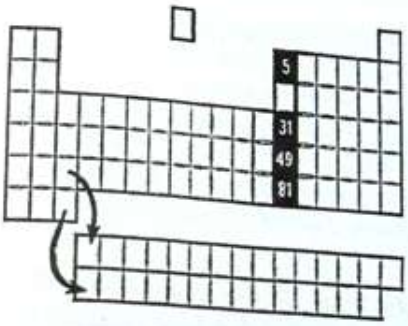
دھاتیں ہیں۔

نیوبیم اور ٹینٹیلم دونوں غیر عامل دھاتیں ہیں اور پلاٹینم کی بجائے تجربہ گاہوں کی کٹھالیوں اور دیگر سامان بنانے کے لیے استعمال کی جاسکتی ہیں۔ ٹینٹیلم پلاٹینم کی نسبت کئی طرح فائدہ مند ثابت ہوتا ہے۔ تیزاب کا اس پر کچھ اثر نہیں ہوتا اور یہ بہت ہی زیادہ درجہ حرارت (2996 درجے سینٹی گریڈ) پر پگھلتا ہے۔ جیلے جیلے برقی لیمپوں کے فلامنٹ اسی سے بنائے جاتے تھے۔ مگر اب اس کی جگہ ٹنگسٹن نے لے لی ہے۔ نیوبیم کو جب فولاد میں ملایا جاتا ہے تو آبکاری کے خلاف اس کی مزاحمت بڑھ جاتی ہے۔ نیوبیم کاربائیڈ، زرکونیم کاربائیڈ، ٹنگسٹن کاربائیڈ اور ٹینٹیلم کاربائیڈ سب کی سب بہت ہی سخت اشیاء ہیں اور انہیں بطور مخرش (Abrasive) استعمال کیا جاتا ہے۔

ٹینٹیلم کو انسانی جسم کی پیوند کاری میں بھی استعمال کیا جاتا ہے مثلاً کھوپڑی کی ہڈیوں کو جوڑنے کے لیے اس کا استعمال مفید سمجھا گیا ہے۔ کیونکہ اس پر زرکونیم اور ٹائی ٹینیم کی طرح انسانی جسم کے مائعات کا کچھ اثر نہیں ہوتا۔

ٹینٹیلم اور زرکونیم جلتے وقت میگنیشیم سے زیادہ روشنی دیتے ہیں۔ اس لیے یہ فلیش فوٹو گرافی کے لیے زیادہ موزوں ہیں۔ لیکن ان کے استعمال میں ایک قباحت یہ ہے کہ یہ میگنیشیم کی نسبت کافی مہنگے ہیں۔

ٹینٹیلم اور نیوبیم سے کرائیوٹرون کے باریک تار بنائے جاسکتے ہیں۔ نیوبیم کی بعض بھرتیں زیادہ درجہ حرارت پر سپر ایصالیت کا مظاہرہ کرتی ہیں۔ اسی درجہ حرارت پر کوئی اور شے اتنی سپر ایصالیت کا مظاہرہ نہیں کرتی۔ یہ مطلق صفر سے صرف 18 درجے اوپر یعنی منفی 255 درجے سینٹی گریڈ پر بھی سپر موصل ہوتی ہیں۔



بوران ـــــــ صحرائی عنصر

دوری جدول میں ریلومینیم ہی کے گروپ کے دیگر عناصر بہت ہی کم یاب ہیں۔ اس لحاظ سے یہ عناصر ریلومینیم سے مختلف ہیں۔ پھر ان میں سے بعض عناصر کا ریلومینیم سے اختلاف کچھ وجوہات کی بنا پر بھی ہے۔

دوری جدول میں ریلومینیم کے اوپر بوران واقع ہے۔ بوران دوری جدول میں عنصر نمبر 5 ہے اور یہ ریلومینیم سے اتنا مختلف ہے کہ ریلومینیم ایک دھات ہے۔ جبکہ بوران دھات نہیں۔ یہ ان تین غیر دھاتی عناصر میں سے ایک ہے جن کا ذکر ریلومینیم کے باب میں تشنہ رہ گیا تھا۔ شاید اپنی بھوئی جسامت کی وجہ سے بوران ریلومینیم کی نسبت کاربن اور سیلیکان سے زیادہ مشابہت رکھتا ہے۔

چنانچہ بوران ایک سیاہ اور بہت ہی سخت ٹھوس شے ہے جو 2300 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ یوں یہ کاربن سے مشابہ ہے جبکہ دوسری طرف سیلیکان کی طرح یہ کاربن کے ساتھ ایک مرکب بناتا ہے جو اپنے سخت پن کی وجہ سے سیلیکان کاربائیڈ جیسا ہوتا ہے۔

بعض لوگوں کا یہ خیال تھا کہ یہ مرکب یعنی بوران کاربائیڈ (جس کے مالیکیول میں بوران کے چار اور کاربن کا ایک ایٹم ہوتا ہے) ہیرے سے بھی زیادہ سخت ہوتا ہے۔ اگرچہ ایسا لگتا نہیں۔ 1956ء میں ایک خاص قسم کی بوران نائٹرائیڈ تیار کی گئی تھی جو غالباً ہیرے سے جتنی یا شاید اس سے بھی زیادہ سخت ہوتی ہے۔ اس کے ایٹموں کی ترتیب بالکل ایسی ہوتی ہے جیسے ہیرے میں کاربن کے ایٹموں کی۔ ہر بوران ایٹم کے بعد ایک نائٹروجن کا ہوتا ہے۔ اسے ہیرے سے بھی زیادہ درجہ حرارت تک گرم کیا جاسکتا ہے کیونکہ ہیرا جل سکتا ہے جبکہ بوران نائٹرائیڈ نہیں جل سکتا۔

بوران کا سخت پن سے ایک اور تعلق یہ بھی ہے کہ اگر دس ہزار حصے فولاد میں ایک حصہ بوران بھی شامل کر دیا جائے تو یہ اس کے سخت پن کو بہت زیادہ بڑھا دیتا ہے۔

بوران اور فاسفورس کا ایک مرکب جس میں ان دونوں کا ایک ایک ایٹم شامل ہوتا ہے، بوران فاسفائیڈ ہے۔ اسے بہت زیادہ درجہ حرارت پر ٹرانسسٹر کے طور پر بھی استعمال کیا جا سکتا ہے جبکہ اتنے زیادہ درجہ حرارت پر جرمینیم یا سیلیکان کے ٹرانسسٹر ٹوٹ جاتے ہیں۔

بائیڈروجن کے ساتھ بہت سارے مرکبات بنانے کے لحاظ سے بوران کی کاربن سے کافی مشابہت ہے۔ آج کل گیسولین کو مزید طاقتور بنانے کے لیے اس میں بوران کے یہ بائیڈرائیڈز ملائے جاتے ہیں۔ اسی طرح حال ہی میں انہیں بڑے بڑے راکٹوں میں طاقتور ایندھن بنانے کے لیے بھی موزوں قرار دیا گیا ہے۔ مختصر یہ کہ بوران اپنے گروپ کا ایسا پہلا عنصر ہے جیسا کہ دوری جدول کے چند دوسرے گروپوں کے پہلے عناصر ہیں جو اپنے گروپ کے عناصر کی نسبت ملتے گروپ کے عناصر سے زیادہ مشابہت رکھتے ہیں۔

بوران آکسائیڈ (جس کے مالیکیول میں بوران کے دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں) کئی لحاظ سے سیلیکان ڈائی آکسائیڈ سے مشابہ ہے۔ اسے سیلیکان ڈائی آکسائیڈ کے ساتھ پگھلا کر بورو سیلیکیٹ شیشہ تیار کیا جاتا ہے۔

بورو سیلیکیٹ شیشہ گرم کرنے یا ٹھنڈا کرنے پر عام شیشے کی نسبت کم پھیلتا اور کم سکڑتا ہے۔ اس لیے گرم ماحول سے اچانک سرد ماحول میں یا سرد ماحول سے اچانک گرم

ماحول میں جانے سے اس میں دراڑیں نہیں پڑتیں۔ اگرچہ یہ خاصیت میں بلور کا مقابلہ نہیں کرسکتا لیکن شیشہ گر اس کو آسانی کے ساتھ کام میں لا سکتے ہیں۔ یہی وجہ ہے کہ بورو سلیکیٹ سے بنائی ہوئی اشیاء بلور کے برتنوں سے کہیں زیادہ سستی ہوتی ہیں۔

اس قسم کے شیشے کا ایک عام تجارتی نام پائیریکس ہے۔ آج کل زیادہ تر باورچی خانوں میں استعمال ہونے والے کھانے پکانے کے مختلف برتن اسی کے بنے ہوتے ہیں۔ اس قسم کے برتنوں کو گیس کے شعلے پر یا بجلی کے ہیٹر پر براہ راست گرم کیا جاسکتا ہے۔ بورو سلیکیٹ سے بنی ہوئی بچوں کو دودھ پلانے والی بوتل کو ریفریجریٹر سے نکال کر فوراً اوون (Oven) میں رکھا جاسکتا ہے۔

کیمیائی تجربہ گاہوں میں بھی بورو سلیکیٹ سے نہایت اہم کام لیا جاتا ہے۔ آج کل تجربہ گاہوں میں استعمال ہونے والے زیادہ تر بیکرز، صراحیاں اور بوتلیں اسی پائیریکس شیشے کی بنی ہوتی ہیں۔ پائیریکس کے شیشے کے باریک تاروں (شیشہ اون) کو بالکل اون کے باریک تاروں کی طرح آسانی کے ساتھ استعمال کیا جاسکتا ہے۔ شیشے کے ان تاروں یعنی ریشوں سے کپڑے کی طرح بنائی بھی کی جاسکتی ہے اور اس طرح سے حاصل ہونے والا کپڑا آگ روک کپڑا (Fire proof fabric) کہلاتا ہے۔

بورون کا سب سے زیادہ مشہور مرکب بوریکس (سہاگہ) ہے۔ اس کا کیمیائی نام سوڈیم ٹیٹرابوریٹ ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں سوڈیم کے دو، بورون کے چار اور آکسیجن کے سات ایٹم ہوتے ہیں۔ اسے لوگ بہت عرصے سے جانتے ہیں۔ بوریکس کا لفظ دراصل فارسی زبان سے لیا گیا ہے۔ پھر جب دو فرانسیسی کیمیادانوں جے ایل گے لوساک اور ایل جے تھناڈ نے 1808ء میں بوریکس سے قدرے غیر خالص حالت میں بورون کو علیحدہ کیا تو انہوں نے اس معروف مرکب کی مناسبت سے اس کا نام بورون رکھا۔ یوں بورون اور زر کونیم دونوں ہی کے نام فارسی زبان سے لیے گئے ہیں۔ تاہم بورون کی خالص ترین قسمیں 1910ء میں حاصل ہوئیں۔

بوریکس پانی کو ہلکا بنانے کے لیے بہت مفید ہے۔ سوڈیم کاربونیٹ کی طرح یہ کیلشیم، میگنیشیم یا لوہے کے پانی میں حل پذیر مرکبات کے ساتھ ملاپ کر کے غیر حل پذیر

مرکبات بناتا ہے جو پانی میں تہ نشیں ہو کر اس کی ضرر رسانیت کو ختم کر دیتے ہیں۔ بوریکس کو چینی کے برتنوں اور اینیمل کے سامان میں استعمال کے لیے کم درجہ پگھلاؤ کے حامل میلآ شیشوں (Glazes) کی تیاری میں بھی استعمال کیا جاتا ہے اور اسے ویلڈنگ اور نرم دھاتوں کا تانکا لگانے میں بھی گداز ندہ (Flux) کے طور پر استعمال کیا جاتا ہے۔ یعنی اس کے استعمال سے ویلڈنگ اور تانکا لگانا آسان ہو جاتا ہے۔

بورون کا ایک اور معروف مرکب بورک ایسڈ ہے۔ بوریکس زیادہ تر ایسے معدنی مقامات پر پایا جاتا ہے جو کسی زمانے میں جھیلیں تھیں اور بعد میں خشک ہو کر سوکھی شکل اختیار کر گئیں۔ اسی لیے باب کے عنوان میں بورون کو سوکھی عنصر کا نام دیا گیا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں تین ایٹم ہائیڈروجن کے، ایک بورون کا اور تین آکسیجن کے ہوتے ہیں۔ یہ اتنا کمزور تیزاب ہے کہ اسے تیزاب کہنا ہی نہیں چاہیے۔ یہ درمیانی درجہ کا جراثیم کش ہے اور بعض اوقات اسے پانی میں حل کر کے آنکھیں دھونے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ اس تیزاب کی کمزوری کا اندازہ اس سے لگائیں کہ آنکھ کا نازک پردہ بھی اسے آسانی کے ساتھ برداشت کر لیتا ہے۔

بورون پودوں کی نشوونما کے لیے ایک اہم عنصر ہے۔ اگرچہ پودوں کو اس کی نہایت قلیل مقدار درکار ہوتی ہے۔ تاہم جانوروں کو اس عنصر کی قطعاً ضرورت نہیں ہوتی۔

دوری جدول میں ریلو مینیم کے نیچے وہ عنصر پایا جاتا ہے جو روسی کیمیا دان مینڈیلیو کی پیشگوئیوں کی سچائی کا ایک اور منہ بولتا ثبوت ہے۔ 1871ء میں اس نے ریلو مینیم کے نیچے خالی جگہ کی طرف اشارہ کرتے ہوئے اس عنصر کے خواص کے متعلق پیشگوئی کی تھی اور اس عنصر کو ایکا ریلو مینیم کا نام دیا تھا۔

1875ء میں ایک فرانسیسی کیمیا دان ایل ڈی بوئس بادران نے جب عنصر نمبر 31 دریافت کیا تو مینڈیلیو کی پیشگوئی درست نکلی۔ اس عنصر کا نام گیلیا کی مناسبت سے گیلیم رکھا گیا۔ گیلیا دراصل رومی زبان میں فرانس کو کہا جاتا ہے۔

گیلیم غیر معمولی حد تک کم درجہ حرارت پر پگھلتا ہے۔ اس کا نقطہ پگھلاؤ 30 درجے سینٹی گریڈ ہے۔ اسی لیے یہ گرم ترین دن میں مائع حالت میں ہوتا ہے اور اس کا ذرا

سا نکلو آپ کی تشفی یہ بھی ہوجاتا ہے کیونکہ انسانی جسم کا درجہ حرارت 37 درجے سینٹی گریڈ ہوتا ہے۔ ٹیلیم 1600 درجے سینٹی گریڈ پر پگھلتا ہے۔ بعض لوگوں کا خیال ہے کہ زیادہ درجہ حرارت کی پیمائش کے تھرمیٹروں کے لیے یہ ایک بہترین مائع ہے کیونکہ مرکری (پارہ) 350 درجے سینٹی گریڈ سے اوپر کے درجہ حرارت کی پیمائش کے لیے استعمال میں نہیں لایا جاسکتا کیونکہ یہ اس درجہ حرارت پر اُبلنے لگتا ہے۔

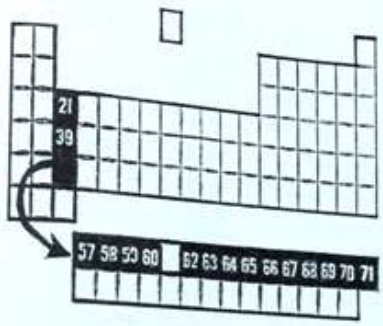
ٹیلیم کے نیچے کے دو عناصر انڈیم عنصر نمبر 49 اور تھیلیم عنصر نمبر 81 ہیں۔ یہ عناصر لطیف پیمائی کے ذریعے دریافت کیے گئے تھے۔ 1863ء میں دو جرمن کیمیا دانوں نے ایک شعلے کے طیف میں ایک نئے رنگ کی لائن کا مشاہدہ کیا۔ یہ لائن اس وقت تک معلوم شدہ عناصر میں سے کسی کے ساتھ بھی مطابقت نہیں رکھتی تھی۔ چونکہ اس لائن کا رنگ نیلا تھا، اس لیے انہوں نے اس عنصر کا نام انڈیم رکھا۔ چاندی کو دھندلی ہونے سے بچانے کے لیے بعض اوقات اس کے اوپر انڈیم کی باریک سی تہ چڑھائی جاتی ہے۔ یہ بہت ہی نازک دھات ہے اتنی نازک کہ اسے چاقو سے بھی کاٹا جاسکتا ہے۔

اس سے پہلے 1861ء میں ایک برطانوی کیمیا دان سر ولیم کروکس نے بھی ایک شعلے کے طیف میں ایک نئی قسم کی لائن دیکھی تھی۔ چونکہ یہ سبز رنگ کی تھی اور یونانی زبان میں سبز نوزائیدہ شوفے کو تھیلیم کہا جاتا ہے، اس لیے اس عنصر کا بھی یہی نام رکھا گیا۔

تھیلیم ایک نرم عنصر ہے۔ یہ دیگر کئی عناصر سے خاصی مشابہت رکھتا ہے۔ اسی لیے کیمیا دانوں نے اسے دوری جدول کا ڈک بلڈ میٹنی پس (Duck billed platypus) کا نام دیا۔ ڈک بلڈ میٹنی پس آسٹریلیا کا ایک جانور ہے جس کے جسم پر دودھ پلانے والے جانوروں کی طرح بال ہوتے ہیں اور یہ پرندوں یا رینگنے والے جانوروں کی طرح انڈے دیتا ہے۔ اس کی چونچ اور بھلی دار پاؤں بطخوں کی طرح ہوتے ہیں۔ مرغے کی طرح ان کی پچھلی ٹانگوں پر کانٹے ہوتے ہیں۔ یہ کانٹے سانپ کے زہریلے دانتوں کی طرح اپنے اندر زہر رکھتے ہیں۔ دراصل تھیلیم اتنا بھی خوفناک نہیں جتنا کہ اس جانور کے تصور سے اس کا خاکہ ذہن میں آتا ہے۔ لیکن اتنا خوفناک ضرور ہے کہ اس نے ایک عرصے تک کیمیا دانوں کو پریشانی میں مبتلا رکھا۔ سیسے کی طرح یہ عنصر نرم اور بھاری ہے اور کم درجہ حرارت پر پگھلتا

ہے۔ اس کے مرکبات سیسے کے مرکبات کی طرح زہریلے ہوتے ہیں۔ (تھیلس سلفیٹ جو کہ تھیلیم کے دو، سلفر کے ایک اور آکسیجن کے چار ایٹموں پر مشتمل ہوتا ہے، جیو نٹیوں کو مارنے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔ تھیلیم کے زہریلے اثرات کی ایک نشانی یہ ہے کہ اس سے بال جھڑنے لگتے ہیں)۔ لیکن تھیلیم ایک ایسا آکسائیڈ بناتا ہے جو سیسے کے آکسائیڈز کے بجائے میگنیز اور ربیڈیم کے آکسائیڈز سے مشابہ ہوتا ہے۔ سونے پر سہاگہ یہ کہ یہ کچھ ایسے مرکبات بھی بناتا ہے جو سوڈیم اور پوٹاشیم کے مرکبات سے مشابہ ہوتے ہیں۔ حالانکہ یہ عناصر دوری جدول میں اس سے کافی فاصلے پر واقع ہیں۔

اگر تھیلیم کا ایک حصہ پارے (مرکری) کے گیارہ حصوں میں ملائیں تو یہ ہمیزہ صفر درجے سینٹی گریڈ سے بھی 60 درجے نیچے کے درجہ حرارت پر منجمد ہوتا ہے۔ دھاتوں یا دھاتوں کے ہمیزوں میں یہ واحد ہمیزہ ہے جو اس قدر کم درجہ حرارت پر منجمد ہوتا ہے۔



یٹریم ـــــــ سیکنڈے نیویا کا عنصر

1794 میں فن لینڈ کے ایک باشندے جے گیڈولن کو سویڈن کے ایک چھوٹے سے قصبے یٹربی کے قریب ایک نئی قسم کا معدن ملا۔ اس نے اس معدن کا نام یٹریا رکھا جس سے آخر کار کافی مقدار میں ایک نیا عنصر حاصل کیا گیا جو یٹریم کہلایا۔ اس کا عنصر نمبر 39 ہے۔

یٹریا کی کہانی یہیں ختم نہیں ہوئی بلکہ مزید پچاس سال تک جاری رہی اور بعد کے انکشافات نے کیمیا دانوں کو ایک عرصہ تک سرگرداں رکھا۔ 1843ء میں ایک کیمیا دان سی جی موساندر نے یہ بتا چلایا کہ یٹریا کو کسی حد تک تین ایسے مختلف اجزا میں تقسیم کیا جا سکتا ہے جن کے کیمیائی خواص ایک دوسرے سے قدرے مختلف ہوتے ہیں۔ ایک حصہ کو تو اس نے یٹریای کا نام دیا جبکہ دیگر دو حصوں کو ٹربیا اور اربیا کے نام سے پکارا۔ یہ دونوں نام بھی یٹربی ہی کی مناسبت سے رکھے گئے تھے۔

پھر جیسے جیسے وقت گزرتا گیا، کیمیا دان ان معادن اور اس جیسے دیگر معادن

میں سے نئے نئے عناصر دریافت کرتے گئے۔ آخر کار پندرہ عناصر کا ایک ایسا سلسلہ دریافت کیا گیا جن کے نمبر ترتیب وار 57 تا 71 ہیں۔

یہ سب عناصر ایک دوسرے سے ملتے جلتے ہیں۔ سب سے بڑھ کر یہ کہ یوں لگتا ہے جیسے یہ سب دوری جدول میں ایک ہی خانہ سے تعلق رکھتے ہوں۔ ان کی خصوصیات سے ظاہر ہوتا ہے کہ ان میں سے ہر ایک اس قابل ہے کہ اسے دوری جدول میں یٹریم کے عین نیچے رکھا جائے۔

ان عناصر کی دریافت پر کیمیا دان ایک عرصہ تک پس و پیش میں مبتلا رہے اور ان کو دوری جدول کی وہ ترتیب بگڑتی ہوئی نظر آنے لگی جس سے اب تک بہت ہی مدد کی سے کام لیا جا رہا تھا۔

یہ ہماری خوش قسمتی ہے کہ 1900ء کے بعد کیمیا دان ایٹم کی اندرونی ساخت کے متعلق کچھ خاصی معلومات حاصل کر چکے تھے اور ان معلومات ہی کی بدولت آج ہم یہ جان چکے ہیں کہ ان عناصر کے خواص میں کیوں اتنے ملتے جلتے ہیں اور انہی معلومات کی بنا پر سائنسدان اس نتیجہ پر پہنچے کہ انہوں نے دوری جدول میں ان عناصر کے لیے الگ جگہ مختص کر دی۔

آسان الفاظ میں اس کی تشریح یوں کی جا سکتی ہے کہ کسی بھی ایک ایٹم کا بیرونی حصہ بہت ہی چھوٹے چھوٹے ذرات پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ ذرات ایٹم سے بھی چھوٹے ہوتے ہیں اور انہیں الیکٹرون کہا جاتا ہے۔ کسی عنصر میں الیکٹرانوں کی تعداد دوری جدول میں اس عنصر کے نمبر کے برابر ہوتی ہے۔ چنانچہ یٹریم، جو کہ عنصر نمبر 39 ہے، اس کے ایک ایٹم میں انتالیس الیکٹرون ہوتے ہیں۔ دوری جدول میں ہم جیسے جیسے عنصر نمبر 1 (ہائیڈروجن) سے آگے بڑھتے ہیں، ویسے ویسے ایٹم کے باہر والے حصے میں الیکٹرانوں کی تعداد بڑھتی جاتی ہے۔ کسی عنصر کے کیمیائی خواص کا دار و مدار اس باہر والے حصے میں الیکٹرونوں کی ترتیب پر ہوتا ہے۔

اس طرح سے جب ہم چلتے چلتے عنصر نمبر 57 پر پہنچتے ہیں تو چند ایک وجوہات کی بنا پر نئے الیکٹرون ایٹم کے باہر والے حصے میں داخل نہیں ہوتے بلکہ اس کے اندرونی حصہ

میں شامل ہو جاتے ہیں، یہاں ان عناصر 57 سے 71 تک الیکٹرانوں کی باہر والی ترتیب ایک جیسی رہتی ہے۔

دراصل یہ باہر والے الیکٹرانوں کی ترتیب ہی ہے جو یہ طے کرتی ہے کہ کسی عنصر کو دوری جدول کے کس خانے میں رکھا جائے۔ چونکہ 57 سے 71 تک کے تمام عناصر کی الیکٹرانوں کی باہر والی ترتیب ایک جیسی ہوتی ہے۔ اس لیے یوں لگتا ہے کہ یہ سارے کے سارے دوری جدول کے ایک خانے میں رکھنے کے قابل ہیں۔ اگرچہ ان عناصر کی اندرونی الیکٹرونی ترتیب ایک دوسرے سے مختلف ہوتی ہے مگر اس کا ان کے کیمیائی خواص پر کچھ اثر نہیں ہوتا۔

اس کی مثال یوں دی جا سکتی ہے کہ جیسے ہمسایہ خاندانوں پر مشتمل ایک گروہ شہر کے کسی نواحی قصبہ میں ایک ہی جیسے گھروں میں رہائش پذیر ہوں۔ دور سے چونکہ یہ مکانات ایک ہی طرح کا خوبصورت منظر پیش کریں گے، جس سے یہ ظاہر ہو گا کہ ان مکانوں میں رہائش پذیر افراد ایک جیسی مالی حیثیت رکھتے ہیں۔ لیکن جب ہم گھروں کے اندر جا کر ان کی سجاوٹ کے انداز کو دیکھیں گے تو ہمیں ان خاندانوں کی مالی تفاوت کا پتہ چل جائے گا۔ ہم دور کے نظارہ سے ان گھروں کے اندرونی فرق کا اندازہ نہیں کیا جا سکتا۔ یہاں اندرونی سجاوٹ کو ہم کے "اندرونی الیکٹرون" کہہ لیں اور دور سے جو کچھ نظر آتا ہے وہ "بیرونی الیکٹرون" کی مانند ہو گا۔

پچھلے دور کے کیمیا دان بعض دھاتوں کے ساتھ آکسیجن کے مرکبات کو "Earths" کہتے تھے۔ وہ کیلشیم آکسائیڈ اور میگنیشیم آکسائیڈ کو تو الکلائن ارتھس کہتے تھے جبکہ وینیڈیم آکسائیڈ اور ٹینٹیلم آکسائیڈ کا نام ایسڈ ارتھس تھا۔ پھر یٹریا سے دریافت شدہ ان نئے عناصر کے آکسائیڈ کمیاب ارتھس کہلائے۔ کیونکہ کیلشیم آکسائیڈ اور میگنیشیم آکسائیڈ کی نسبت بہت کمیاب ہوتے ہیں۔ پھر اس مناسبت سے ان آکسائیڈ کے دھاتی عناصر کو بھی کمیاب ارضی عناصر کہا جانے لگا۔

ہم تمام کمیاب ارضی عناصر مجموعی طور پر تانبے اور سیسے سے زیادہ مقدار میں پائے جاتے ہیں۔ اس سلسلے کے کچھ عناصر تو مقدار میں قلعی سے بھی زیادہ ہوتے ہیں، جبکہ

دیگر ارکان بہر حال کمیاب ہیں۔ پھر بھی یہ کمیاب عناصر مقدار میں سونے اور پلاٹینم سے زیادہ ہی ہوتے ہیں۔

ان کمیاب عناصر میں سے تین کے نام یٹربی کی مناسبت سے رکھے گئے ہیں جو یہ ہیں: عنصر نمبر 65 ٹربیم، عنصر نمبر 68 اربیم اور عنصر نمبر 70 یٹربیم۔ ٹربیم اور اربیم کو تو 1843ء میں موساندر نے یٹریا کے ان دو اجزاء سے حاصل کیا تھا جنہیں اس نے ٹربیا اور اربیا کا نام دیا تھا۔ البتہ یٹربیم کو جے سی جی ڈی مارگنیک نے 1878ء میں دریافت کیا تھا۔

یہ بات کتنی حیرت انگیز ہے کہ دنیا کے بڑے بڑے شہروں کی مناسبت سے کسی بھی عنصر کا نام نہیں رکھا گیا ہے۔ آج تک کسی بھی عنصر کا نام لندن، نیویارک، ماسکو، ٹوکیو، شکاگو، برلن یا بیجنگ کے نام پر نہیں رکھا گیا۔ البتہ پیرس کی مناسبت سے صرف ایک عنصر کا نام رکھا گیا ہے اور وہ بھی اس کے قدیم نام کی مناسبت سے ہے۔ جبکہ یہ چار عناصر ایسے ہیں جن کا نام سویڈن کے ایک ایسے گمنام قصبے کی مناسبت سے رکھا گیا ہے جس کے متعلق اس سے پہلے اس کے گرد و نواح کے بھی خال خال لوگ ہی آگاہ تھے۔ ان عناصر کے نام یہ ہیں: یٹربیم، یٹربیم، ٹربیم اور اربیم۔

کمیاب ارضی عناصر کے سلسلے کے دو اور ارکان کے نام سکینڈے نیویا کے دو مقامات کی مناسبت سے رکھے گئے ہیں۔ 1879ء میں پی ٹی کلیو نے عناصر نمبر 67 اور 69 دریافت کئے۔ اس نے عنصر 67 کو ساک ہوم (سویڈن کے دارالحکومت) کی مناسبت سے ہولمیم کا نام دیا اور عنصر 69 کو تھیول کی مناسبت سے تھیلیم کا نام دیا۔ تھیول شمال بعید کی طرف ایک پراسرار مقام کا قدیم نام تھا۔

1890ء میں مارگنیک نے عنصر نمبر 64 دریافت کر کے اسے گیڈولینیم کا نام دیا۔ یہ نام اس نے فن لینڈ کے اس باشندے کی مناسبت سے رکھا جس کا نام گیڈولن تھا اور جس نے پہلی دفعہ یٹریا حاصل کی تھی۔ اس طرح کمیاب ارضی عناصر میں سے تقریباً نصف ایسے ہیں جن کے نام کسی نہ کسی طرح سکینڈے نیویا سے تعلق رکھتے ہیں۔

گیڈولینیم ایک لحاظ سے غیر معمولی ہے کہ یہ تھوڑی سی مقناطیسی خاصیت بھی

رکھتا ہے۔ نکل، کوبالٹ اور لوہے کے علاوہ یہ واحد عنصر ہے جو مقناطیسی خاصیت رکھتا ہے۔ کم یاب ارضی عناصر میں سے کوئی دوسرا عنصر یہ خاصیت نہیں رکھتا۔

چونکہ کم یاب ارضی عناصر کے خواص ایک دوسرے سے بہت زیادہ ملتے جلتے ہیں۔ اس لیے کیمیا دانوں کو ان عناصر کو علیحدہ علیحدہ کرنے میں بہت ہی زیادہ دقت کا سامنا کرنا پڑتا تھا۔ جیسے دو ہم شکل بچوں میں شناخت میں بہت مشکل درپیش ہوتی ہے اور اس سلسلے میں ظاہری ذہنی کوفت سے گزرنا پڑتا ہے۔ پھر ذرا تصور کریں کہ پندرہ ہم شکل بچوں کی شناخت کتنی مشکل اور پریشان کن ہوگی۔ ان عناصر کی شناخت میں بھی یہی مسئلہ درپیش آیا۔

چنانچہ کیمیا دان بیچارے اس صورتحال سے بوکھلا کر رہ گئے۔ موساندر نے 1839ء میں عنصر نمبر 57 دریافت کرکے اس کا نام لینتھینم رکھا جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "چھپنا"۔ ایل ای بوئس بادران موساندر سے بھی زیادہ بدحواس نکلا۔ اس نے جب 1886ء میں عنصر نمبر 66 دریافت کیا تو اس کا نام ڈسپروزیم رکھا جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "اس تک پہنچنا مشکل ہے"۔

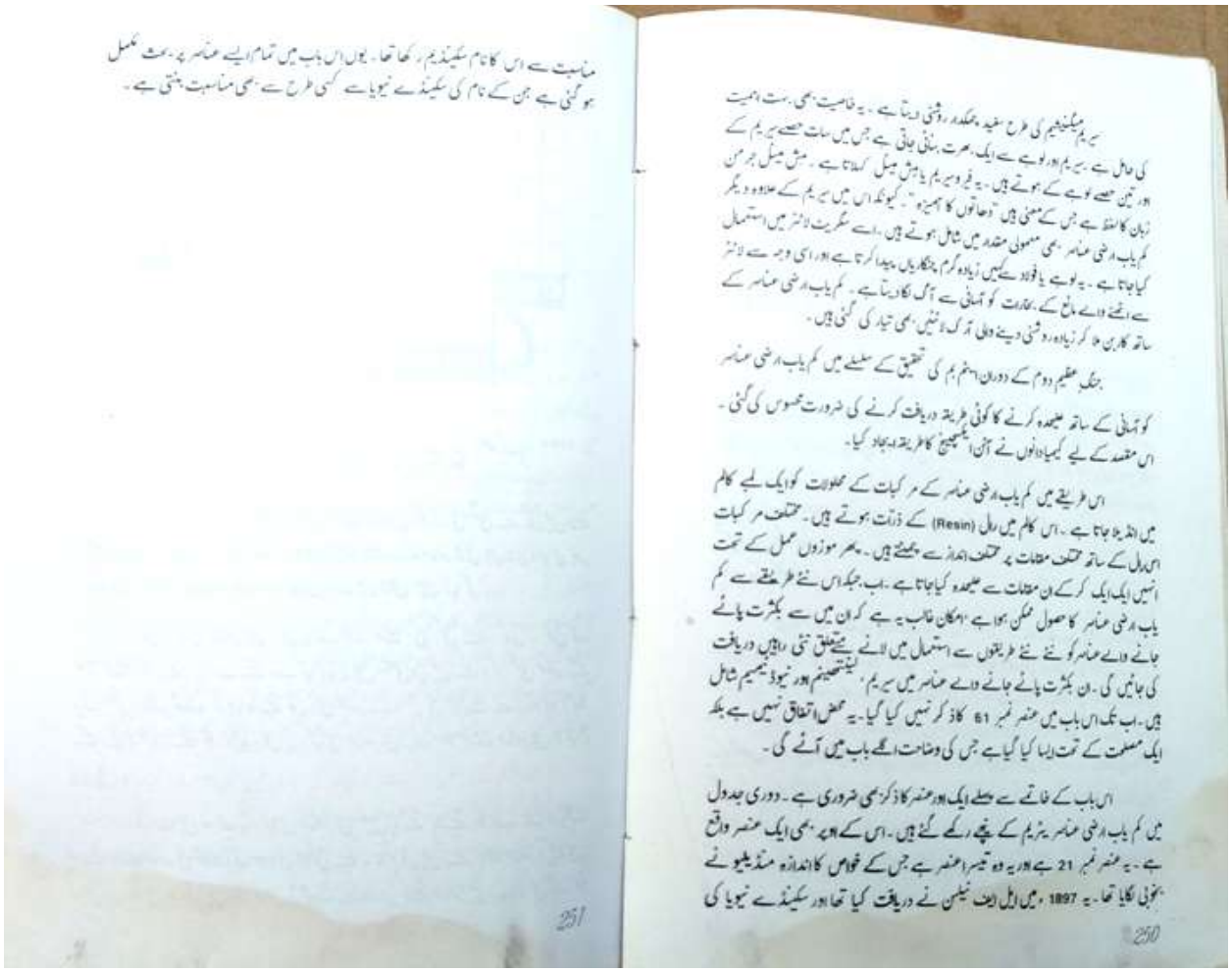
لینتھینم کم یاب ارضی عناصر میں سے واحد عنصر ہے جس کا ایٹمی نمبر جفت ہے۔ یہی وجہ ہے کہ بعض اوقات کم یاب ارضی عناصر کو "لینتھینائیڈز" کے نام سے پکارا جاتا ہے۔ کم یاب ارضی عناصر میں بکثرت پایا جانے والا عنصر بھی لینتھینم ہے۔ یہ شکل و شباہت میں بہت حد تک لوہے سے ملتا جلتا ہے۔

سی اے وان ویلس باخ نے 1885ء میں اسی سلسلے کے دو اور عناصر دریافت کیے۔ ایک عنصر نمبر 59 ہے اور یہ چونکہ سبز رنگ کے مرکبات بناتا ہے، اس لیے اس نے اس عنصر کا نام پریسیو ڈیمیم رکھا جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "سبز جڑواں"۔ دوسرا عنصر نمبر 60 ہے جس کا نام ویلس باخ نے نیوڈیمیم رکھا۔ یہ بھی ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی ہیں "نیا جڑواں"۔ ان عناصر میں مشترک لفظ جڑواں سے یہ پتہ چلتا ہے کہ ان عناصر میں کتنی مشابہت پائی جاتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ ان کو ایک دوسرے سے علیحدہ کرنا انتہائی مشکل کام ہے۔ نیوڈیمیم بھی لینتھینم کی طرح کثرت سے پایا جانے والا کم یاب ارضی عنصر ہے۔

1879ء میں بوئس بادران نے ایک دوسری معدن سے عنصر نمبر 62 حاصل کیا۔ یہ معدن سمارسکی نامی ایک کان کن افسر کی مناسبت سے سمارسکائیٹ کہلاتا تھا۔ اسی وجہ سے بوئس بادران نے اس نئے عنصر کا نام سیمیریم رکھ کر اس روسی کو زندہ جاوید کر دیا۔ کم یاب ارضی عناصر میں سیمیریم سب سے زیادہ سخت ہے۔ اس میں فولاد کی بعض اقسام جتنی سختی پائی جاتی ہے۔ 1900ء تک کم یاب ارضی عناصر میں سے کوئی نیا عنصر دریافت نہ ہوا۔ پھر 1901ء میں یوجین ڈیمارکے نے عنصر نمبر 63 دریافت کیا اور یورپ کی مناسبت سے اس کا نام یوروپیم رکھا۔ 1907ء میں جی اربین نے عنصر نمبر 71 دریافت کرکے پیرس کے قدیم رومن نام کی مناسبت سے اس کا نام لوٹیشیم رکھا۔

کم یاب ارضی عناصر میں سب سے زیادہ پایا جانے والا عنصر نمبر 58 ہے۔ یہ اس گروہ کے عناصر میں سب سے پہلے دریافت کیا گیا تھا۔ کلیو تھ اور برزیلیئس نے 1803ء میں اس کی دریافت کا طریقہ پایا تھا اور ایک سیارچے "سیریس" کی مناسبت سے اس عنصر کا نام سیریم رکھا۔ اس سیارچے کو آسمان پر 1801ء میں دریافت کیا گیا تھا۔ کم یاب ارضی عناصر کے سلسلے میں سیریم ایک ایسا عنصر ہے کہ اسے اس سلسلے کے دوسرے عناصر سے آسانی کے ساتھ پہچانا جاسکتا ہے۔ کیونکہ یہ واحد ایک ایسے کیمیائی خواص کا حامل ہے جو اس قسم کے دیگر عناصر میں نہیں پائے جاتے۔ انہی خصوصیات کی وجہ سے اسے لینتھینائیڈ عناصر کے آمیزے سے الگ کیا جاسکتا ہے۔

سیریم کثرت سے پایا جاتا ہے اور اسے استعمال کرنے کے لیے خاص حالت میں آسانی سے حاصل کیا جاسکتا ہے۔ برقی روشنی سے پہلے لوگ مٹی کے تیل یا سرسوں کے تیل کے چراغ جلایا کرتے تھے۔ جو تیز گل کے بلبوں کی روشنی سے بہت مدھم، بہت زیادہ زرد اور بکھرتی ہوئی روشنی دیتے تھے۔ ان چراغوں کی روشنی کو بہتر بنانے کے لیے لوگ ان کے شعلوں کے اوپر سوراخ دار جالیاں رکھتے تھے۔ یہ جالیاں شعلوں کی حرارت سے دہک اٹھتی تھیں جس کے نتیجے میں شعلوں میں نمایاں اضافہ ہو جاتا تھا اور روشنی پہلے کی نسبت زیادہ تیز اور چمکدار ہوتی تھی۔ ان جالیوں کی تیاری میں استعمال ہونے والی اشیاء میں ایک مرکب سیریم آکسائیڈ بھی تھا جس کے ایک مالیکیول میں سیریم کے دو اور آکسیجن کے تین ایٹم ہوتے ہیں۔



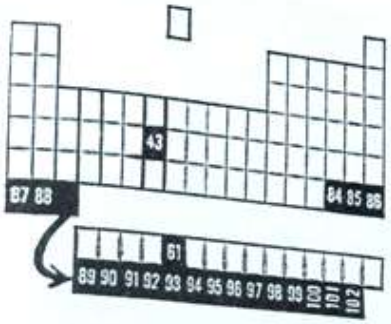
سیریم میگنیشیم کی طرح سفید، چمکدار روشنی دیتا ہے۔ یہ خاصیت بھی بہت اہمیت کی حامل ہے۔ سیریم اور لوہے سے ایک بہت بنائی جاتی ہے جس میں سات حصے سیریم کے اور تین حصے لوہے کے ہوتے ہیں۔ یہ فیرو سیریم یا مش میٹل کہلاتا ہے۔ مش میٹل جرمن زبان کا لفظ ہے جس کے معنی ہیں "دھاتوں کا ہیجڑہ"۔ کیونکہ اس میں سیریم کے علاوہ دیگر کم یاب ارضی عناصر بھی معمولی مقدار میں شامل ہوتے ہیں۔ اسے سگریٹ لائٹر میں استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ لوہے یا فولاد کے کہیں زیادہ گرم چنگاریاں پیدا کرتا ہے اور اسی وجہ سے لائٹر سے اٹھنے والے مادے کے بخارات کو ہوا سے آگ لگا دیتا ہے۔ کم یاب ارضی عناصر کے ساتھ کاربن ملا کر زیادہ روشنی دینے والی ٹارچ لائٹیں بھی تیار کی گئی ہیں۔

جنگ عظیم دوم کے دوران ایٹم بم کی تحقیق کے سلسلے میں کم یاب ارضی عناصر کو ہوا کے ساتھ علیحدہ کرنے کا کوئی طریقہ دریافت کرنے کی ضرورت محسوس کی گئی۔ اس مقصد کے لیے کیمیادانوں نے آئن ایکسچینج کا طریقہ ایجاد کیا۔

اس طریقے میں کم یاب ارضی عناصر کے مرکبات کو ایک لمبے کالم میں اتارا جاتا ہے۔ اس کالم میں رال (Resin) کے ذرات ہوتے ہیں۔ مختلف مرکبات اس رال کے ساتھ مختلف مقامات پر مختلف انداز سے چپکتے ہیں۔ پھر موزوں عمل کے تحت انہیں ایک ایک کر کے ان مقامات سے علیحدہ کیا جاتا ہے۔ اب جبکہ اس نئے طریقے سے کم یاب ارضی عناصر کا حصول ممکن ہوا ہے، امکان غالب یہ ہے کہ ان میں سے بکثرت پائے جانے والے عناصر کو نئے نئے طریقوں سے استعمال میں لانے کے متعلق نئی راہیں دریافت کی جائیں گی۔ ان بکثرت پائے جانے والے عناصر میں سیریم، لینتھینم اور نیوڈیمیم شامل ہیں۔ اب تک اس باب میں عنصر نمبر 61 کا ذکر نہیں کیا گیا۔ یہ محض اتفاق نہیں ہے بلکہ ایک مصلحت کے تحت ایسا کیا گیا ہے جس کی وضاحت اگلے باب میں آئے گی۔

اس باب کے خاتمے سے پہلے ایک اور عنصر کا ذکر بھی ضروری ہے۔ دوری جدول میں کم یاب ارضی عناصر یٹریم کے نیچے رکھے گئے ہیں۔ اس کے اوپر بھی ایک عنصر واقع ہے۔ یہ عنصر نمبر 21 ہے اور یہ وہ تیسرا عنصر ہے جس کے خواص کا اندازہ مینڈیلیو نے بخوبی لگایا تھا۔ یہ 1897ء میں ایل ایف نیلسن نے دریافت کیا تھا اور سکینڈے نیویا کی

مناسبت سے اس کا نام سکینڈیم رکھا تھا۔ یوں اس باب میں تمام ایسے عناصر پر بحث مکمل ہو گئی ہے جن کے نام کی سکینڈے نیویا سے کسی طرح سے بھی مناسبت بنتی ہے۔



یورینیم ـــــ غیر قیام پذیر عنصر

اس کتاب میں اب تک اکیاسی مختلف عناصر پر بحث کی گئی ہے۔ ان میں ہیلے عنصر (ہائیڈروجن) سے لیکر عنصر نمبر 83 (بسمتھ) تک کے عناصر شامل ہیں (یہ اکیاسی یوں بنتے ہیں کہ عنصر نمبر 43 اور 61 کو اس بحث میں شامل نہیں کیا گیا)۔

ان اکیاسی عناصر میں، جن پر اب تک بحث کی گئی ہے، کوئی نہ کوئی قدر مشترک ضرور ہے۔ یہ سب کے سب قیام پذیر ہیں، یعنی ان میں سے اگر کسی عنصر کے ایک ایٹم کو الگ تھلگ کر دیا جائے تو یہ اسی عنصر کے ایٹم کی حیثیت سے اپنا وجود ہمیشہ کے لیے برقرار رکھے گا۔ مزید برآں یہ اکیاسی عناصر ہی ایسے معلوم شدہ عناصر ہیں جو قیام پذیر ہیں۔

قدرت میں صرف یہ اکیاسی عناصر ہی نہیں پائے جاتے بلکہ اب تک دریافت ہونے والے عناصر کی تعداد ایک سو دس ہوگئی ہے۔ تاہم ان میں سے 102 عناصر ایسے ہیں کہ جن کی دوری جدول میں ایک خاص ترتیب ہے اور ان 102 عناصر میں سے ابھی تک 21

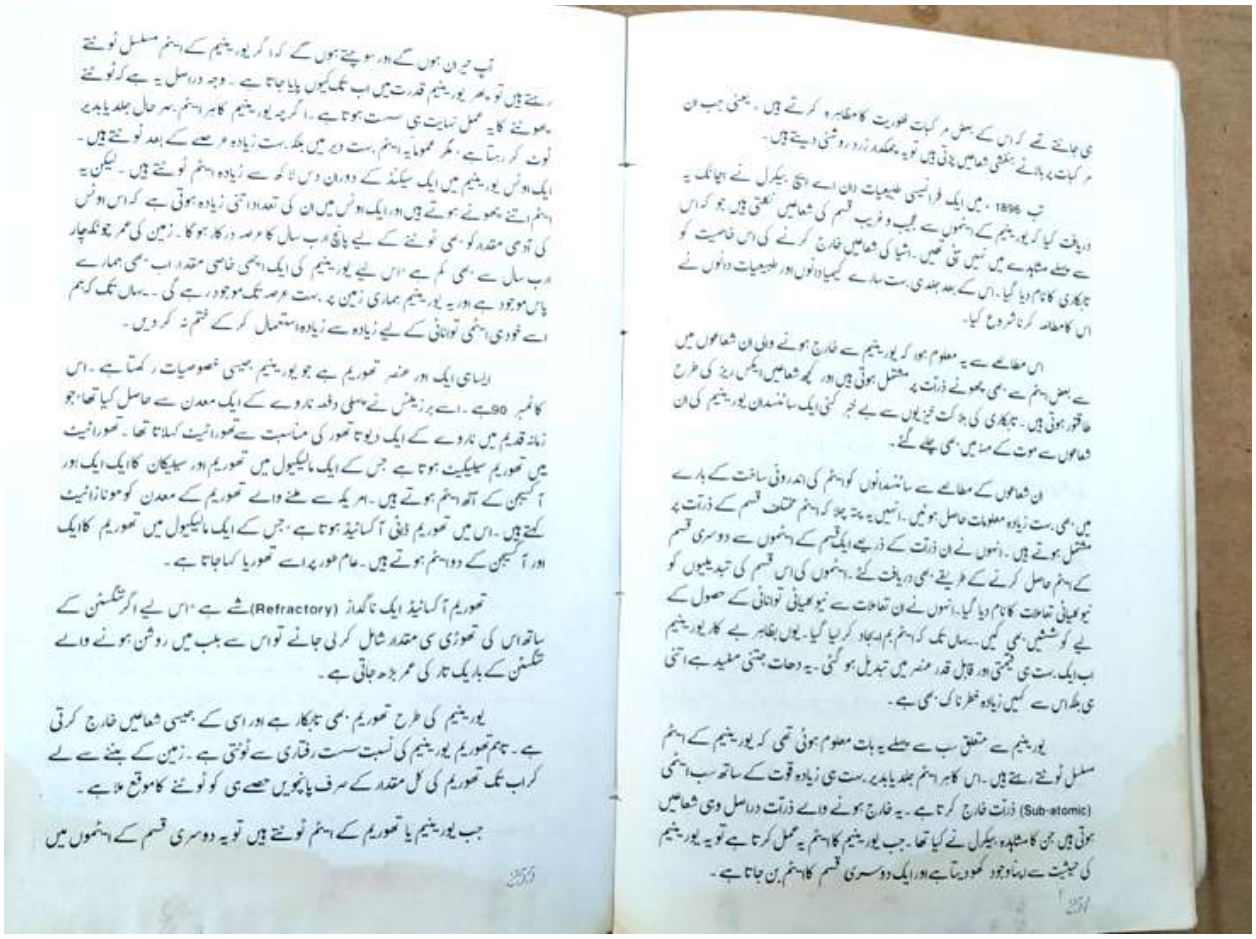
عناصر پر بحث کرنا باقی ہے۔ یہ 21 عناصر سب کے سب غیر قیام پذیر ہیں۔ مطلب یہ ہے کہ ان میں سے کسی بھی عنصر کا ایک ایٹم از خود اپنا وجود برقرار نہیں رکھ سکتا بلکہ یہ جلد یا بدیر کسی دوسرے قسم کے ایٹم میں تبدیل ہوتا ہے۔

ان اکیس غیر قیام پذیر عناصر میں زیادہ جانا پہچانا اور اہم ترین عنصر یورینیم ہے جس کا ایٹمی نمبر 92 ہے۔ اس عنصر کو 1789ء میں جرمنی کے ایک معدن جی جیلنڈی سے پہلی دفعہ حاصل کیا۔ اس نے اس کا نام نئے دریافت شدہ سیارے یورینس کی مناسبت سے یورینیم رکھا۔

جی جیلنڈی یورینیم آکسائیڈ پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس کے ایک مالیکیول میں یورینیم کے تین اور آکسیجن کے آٹھ ایٹم ہوتے ہیں۔ یورینیم کی تفلیس کا کام بہت ہی مشکل ہوتا ہے۔ بنی نیسیم اور اس جیسی دیگر دھاتوں کی طرح یورینیم اتنا تیز عامل ہے کہ یہ آکسیجن کے ساتھ مضبوط بندھن میں جکڑا رہتا ہے۔ یورینیم کو خالص دھات کی صورت میں 1942ء میں، جب ایٹم بم پر تحقیق کے لیے اس کی اشد ضرورت محسوس کی گئی، حاصل کیا گیا۔ اس سے پہلے یہ خالص حالت میں دستیاب نہ تھا۔ اس دھات کا رنگ چاندی کی طرح سفید ہوتا ہے اور وزن میں یہ دھات سونے جتنی بھاری ہوتی ہے۔

دریافت ہونے کے بعد سو سال تک یورینیم کو کسی خاص مقصد کے لیے استعمال میں نہ لایا گیا۔ چنانچہ پیکو سلو کیا میں سولہویں صدی عیسوی کے بعد بھی جی جیلنڈی کے ذخائر میں کان کنی محض چاندی حاصل کرنے کے لیے کی جاتی تھی۔ انیسویں صدی میں جب ان کانوں میں پائی جانے والی چاندی ختم ہو گئی تو کچھ عرصہ تک سیسے کے حصول کے لیے ان کی کان کنی ہوتی رہی۔ اس کے بعد ان کانوں کو چھوڑ دیا گیا۔ 1940ء کی دہائی تک کسی کو یہ خیال نہ آیا کہ ان کانوں میں یورینیم کے ذخائر بھی پائے جاتے ہیں۔

یورینیم کے بعض مرکبات کو شیشے کی تیاری میں بھی استعمال کیا جاتا ہے۔ اس سے شیشے کا رنگ قرمزی زرد ہو جاتا ہے۔ یورینیم کے بعض مرکبات پورسلین پینٹ میں بھی استعمال کیے جاتے ہیں۔ یورینیم کے یہی وہ سارے استعمالات ہیں جن سے لوگ واقف تھے۔ حتیٰ کہ کیمیا دان بھی اگر یورینیم میں دلچسپی لیتے تھے تو وہ صرف اس حد تک



ہی جانتے تھے کہ اس کے بعض مرکبات ظروف کا مطالعہ کرتے ہیں۔ یعنی جب ان مرکبات پر یورینیم کی شعاعیں پڑتی ہیں تو یہ مرکبات زرد روشنی دیتے ہیں۔

1896ء میں ایک فرانسیسی طبیعیات دان اے ایچ بیکرل نے اچانک یہ دریافت کیا کہ یورینیم کے ایٹموں سے عجیب و غریب قسم کی شعاعیں نکلتی ہیں جو کہ اس سے پہلے مشاہدے میں نہیں آئی تھیں۔ انہیں کی شعاعیں خارج کرنے کی اس خاصیت کو تابکاری کا نام دیا گیا۔ اس کے بعد جلد ہی بہت سارے کیمیادانوں اور طبیعیات دانوں نے اس کا مطالعہ کرنا شروع کیا۔

اس مطالعے سے یہ معلوم ہوا کہ یورینیم سے خارج ہونے والی ان شعاعوں میں سے بعض ایٹم سے بھی چھوٹے ذرات پر مشتمل ہوتی ہیں اور کچھ شعاعیں ایکس ریز کی طرح طاقتور ہوتی ہیں۔ تابکاری کی جرأت خیزیوں سے بے خبر کتنی ایک سائنسدان یورینیم کی ان شعاعوں سے موت کے منہ میں بھی چلے گئے۔

ان شعاعوں کے مطالعے سے سائنسدانوں کو ایٹم کی اندرونی ساخت کے بارے میں بھی بہت زیادہ معلومات حاصل ہوئیں۔ انہیں یہ پتہ چلا کہ ایٹم مختلف قسم کے ذرات پر مشتمل ہوتے ہیں۔ انہوں نے ان ذرات کے ذریعے ایک قسم کے ایٹموں سے دوسری قسم کے ایٹم حاصل کرنے کے طریقے بھی دریافت کئے۔ ایٹموں کی اس قسم کی تبدیلیوں کو نیوکلیائی تعاملات کا نام دیا گیا۔ انہوں نے ان تعاملات سے نیوکلیائی توانائی کے حصول کے لیے کوششیں بھی کیں۔ یہاں تک کہ ایٹم بم ایجاد کر لیا گیا۔ یوں بظاہر بے کار یورینیم اب ایک بہت ہی قیمتی اور قابل قدر عنصر میں تبدیل ہو گئی۔ یہ دھات جتنی مفید ہے اتنی ہی بلکہ اس سے کہیں زیادہ خطرناک بھی ہے۔

یورینیم سے متعلق سب سے پہلے یہ بات معلوم ہوئی تھی کہ یورینیم کے ایٹم مسلسل ٹوٹتے رہتے ہیں۔ اس کا ہر ایٹم جلد یا بدیر، بہت ہی زیادہ قوت کے ساتھ سب ایٹمی (Sub-atomic) ذرات خارج کرتا ہے۔ یہ خارج ہونے والے ذرات دراصل وہی شعاعیں ہوتی ہیں جن کا مشاہدہ بیکرل نے کیا تھا۔ جب یورینیم کا ایٹم یہ عمل کرتا ہے تو یہ یورینیم کی حیثیت سے اپنا وجود کھو دیتا ہے اور ایک دوسری قسم کا ایٹم بن جاتا ہے۔

آپ حیران ہوں گے اور سوچتے ہوں گے کہ اگر یورینیم کے ایٹم مسلسل ٹوٹتے رہتے ہیں تو پھر یورینیم قدرت میں اب تک کیوں پایا جاتا ہے۔ وجہ دراصل یہ ہے کہ ٹوٹنے ہونے کا یہ عمل نہایت ہی سست ہوتا ہے۔ اگرچہ یورینیم کا ہر ایٹم، ہر حال جلد یا بدیر ٹوٹ کر رہتا ہے۔ مگر عموماً یہ ایٹم، بہت دیر میں جا کر بہت زیادہ عرصے کے بعد ٹوٹتے ہیں۔ ایک اونس یورینیم میں ایک سیکنڈ کے دوران دس لاکھ سے زیادہ ایٹم ٹوٹتے ہیں۔ لیکن یہ ایٹم اتنے بھاری ہوتے ہیں اور ایک اونس میں ان کی تعداد اتنی زیادہ ہوتی ہے کہ اس اونس کی آدھی مقدار کو بھی ٹوٹنے کے لیے پانچ ارب سال کا عرصہ درکار ہوگا۔ زمین کی عمر چونکہ چار ارب سال سے بھی کم ہے اس لیے یورینیم کی ایک اتنی خاصی مقدار اب بھی ہمارے پاس موجود ہے اور یہ یورینیم ہماری زمین پر بہت عرصہ تک موجود رہے گی۔ یہاں تک کہ ہم اسے خودی ایٹمی توانائی کے لیے زیادہ سے زیادہ استعمال کر کے ختم نہ کر دیں۔

ایسا ہی ایک اور عنصر تھوریم ہے جو یورینیم جیسی خصوصیات رکھتا ہے۔ اس کا نمبر 90 ہے۔ اسے برزیلیس نے پہلی دفعہ ناروے کے ایک معدن سے حاصل کیا تھا جو زمانہ قدیم میں ناروے کے ایک دیوتا تھور کی مناسبت سے تھورائیٹ کہلاتا تھا۔ تھورائیٹ میں تھوریم سلیکیٹ ہوتا ہے جس کے ایک مالیکیول میں تھوریم اور سلیکان کا ایک ایک اور آکسیجن کے آٹھ ایٹم ہوتے ہیں۔ ہر یکے سے ملنے والے تھوریم کے معدن کو مونازائیٹ کہتے ہیں۔ اس میں تھوریم ڈائی آکسائیڈ ہوتا ہے، جس کے ایک مالیکیول میں تھوریم کا ایک اور آکسیجن کے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ عام طور پر اسے تھوریا کہا جاتا ہے۔

تھوریم آکسائیڈ ایک ناگداز (Refractory) شے ہے، اس لیے اگر ٹنگسٹن کے ساتھ اس کی تھوڑی سی مقدار شامل کر لی جائے تو اس سے بلب میں روشن ہونے والے ٹنگسٹن کے باریک تار کی عمر بڑھ جاتی ہے۔

یورینیم کی طرح تھوریم بھی تابکار ہے اور اسی کے جیسی شعاعیں خارج کرتی ہے۔ تاہم تھوریم یورینیم کی نسبت سست رفتاری سے ٹوٹتی ہے۔ زمین کے بننے سے لے کر اب تک تھوریم کی کل مقدار کے صرف پانچویں حصے ہی کو ٹوٹنے کا موقع ملا ہے۔

جب یورینیم یا تھوریم کے ایٹم ٹوٹتے ہیں تو یہ دوسری قسم کے ایٹموں میں

تبدیل ہو جاتے ہیں۔ یہ نئے ایٹم بھی تابکاری خصوصیات رکھتے ہیں اس لیے یہ مزید ٹوٹ کر دیگر ایٹموں میں تبدیل ہوتے ہیں جو کہ انہی کی طرح تابکار ہوتے ہیں۔ آخر کار اس قسم کے بارہ مرحلوں میں سے گزر کر ایک قیام پذیر ایٹم حاصل ہوتا ہے۔ یہ قیام پذیر ایٹم ہر صورت سیسے کا ایٹم ہوتا ہے۔

عمل تابکاری کے تحت یورینیم یا تھوریم سیسہ بننے سے پہلے درمیانی مراحل میں جن عناصر میں سے گزرتے ہیں ان کا نمبر 84 سے لے کر 91 تک ہے۔ یہ تمام کے تمام تابکار اور غیر قیام پذیر عناصر ہیں اور یورینیم اور تھوریم سے بھی زیادہ تیزی سے ٹوٹتے ہیں۔ اس کا اندازہ اس سے لگائیں کہ اگر یہ عناصر (نمبر 84 تا نمبر 91) قدرت میں وافر مقدار میں بھی موجود ہوتے تو یہ چند لاکھ سالوں میں صفحہ ہستی سے مٹ چکے ہوتے۔ بلکہ بعض تو چند ایک دنوں میں ہی ختم ہو جاتے۔ یقیناً اگر تھوریم اور یورینیم کے ایٹم ٹوٹ کر ان عناصر کو جنم نہ دیا کرتے تو آج اس چار ارب سال قدیم زمین پر ان کا وجود تک نہ ہوتا۔

یہ ظاہر ہے کہ یورینیم اور تھوریم کے معدن میں ان درمیانی مراحل کے تمام عناصر کی بھی کچھ نہ کچھ مقدار پائی جاتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ جب پچ بلینڈی سے ساری یورینیم نکال لی جائے تو یہ معدن پھر بھی تابکاری رہتا ہے کیونکہ درمیانی مرحلے کے تابکار عناصر اس میں موجود رہتے ہیں۔

مادام کیوری اور پیئر کیوری دونوں میاں بیوی تھے۔ انہوں نے ایسی پچ بلینڈی پر تجربات کیے جس سے یورینیم نکال لی گئی تھی۔ انہوں نے اس میں سے ایسے عناصر علیحدہ کرنے کی کوشش کی، جن کی موجودگی کی وجہ سے اس معدن میں سے اب بھی تابکار شعاعیں نکل رہی تھیں۔ ان میاں بیوی نے کتنے مشکل کام کا بیڑا اٹھایا تھا۔ یہ جان کر آپ حیران ہوں گے کہ پچ بلینڈی کے 30 لاکھ حصوں میں اس قسم کے درمیانے مرحلے کے تابکار عناصر کی مقدار ایک حصے سے بھی کم ہوتی ہے۔ اس طرح ایک ٹن پچ بلینڈی میں ان عناصر کی مقدار 30 ملی گرام کے قریب ہوگی۔ خوش قسمتی سے ان کے پاس استعمال کے لیے اس کی دھات کے دو ٹرک موجود تھے۔ آسٹریا کی حکومت (جس میں ان دنوں چیکوسلواکیہ بھی شامل تھا) نے اس کو "بے کار" مادہ سمجھتے ہوئے انہیں بالکل مفت دے دیا

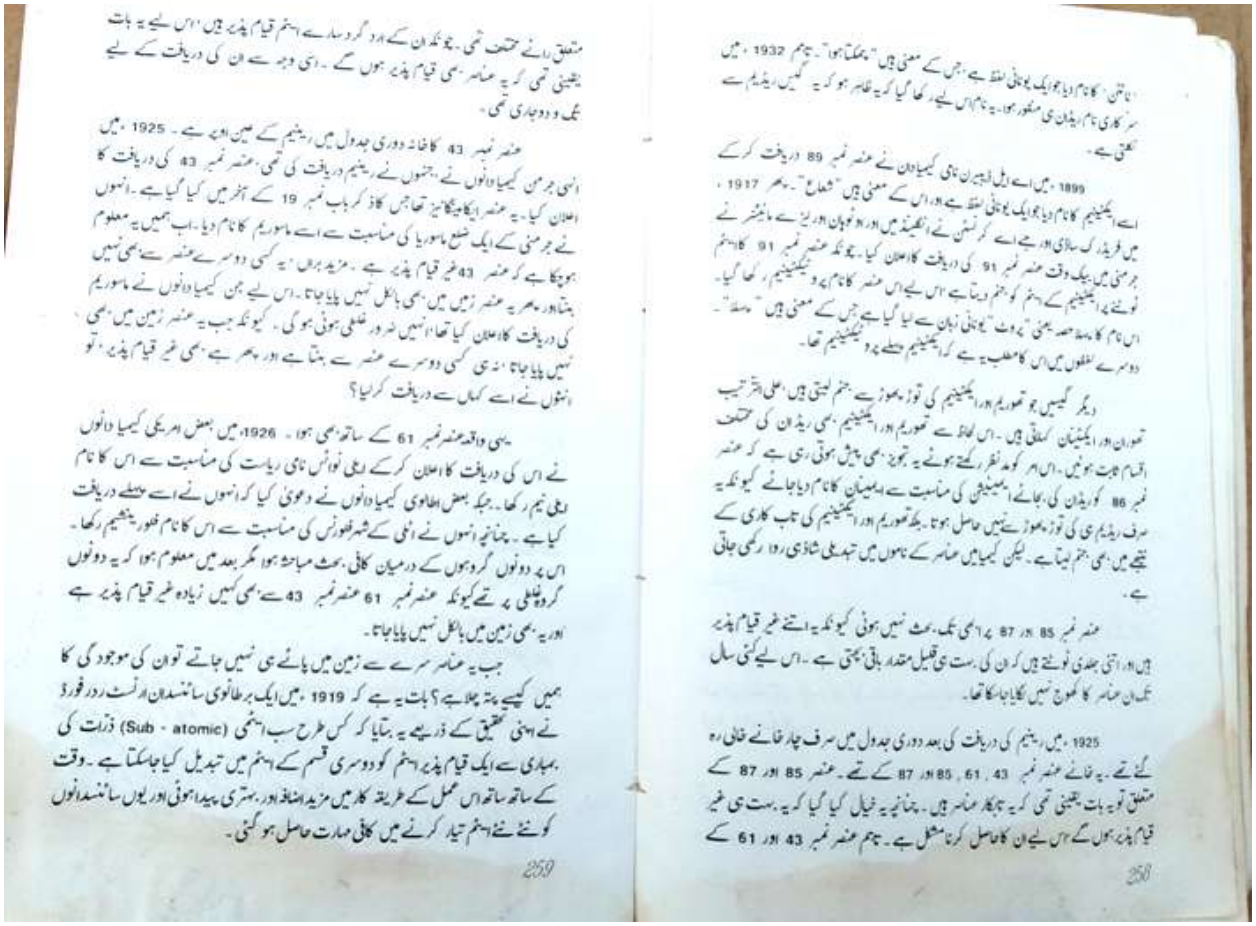
تھا۔ ان کو صرف اس کی رسد پر پیسہ خرچ کرنا پڑا۔ یہ خرچ بھی اتنا زیادہ تھا کہ ان کی ساری جمع پونجی اس میں لگ گئی۔

آخر کار وہ اپنے مقصد میں کامیاب ہو گئے۔ 1898ء میں انہوں نے پولونیم عنصر نمبر 84 دریافت کر لیا۔ اس کا یہ نام انہوں نے مادام کیوری کے آبائی ملک پولینڈ کی مناسبت سے رکھا تھا۔ اس کے ایک سال بعد انہوں نے مرکب کی شکل میں ریڈیم دریافت کی جو کہ عنصر نمبر 88 ہے۔ اس کے بعد 1910ء میں اس سے خالص ریڈیم حاصل کیا گیا۔ اس کا یہ نام یونانی زبان سے لیا گیا جس کے معنی "شعاع" ہیں۔ یہ دونوں عناصر یورینیم اور تھوریم سے کہیں زیادہ تابکار ہیں۔ ریڈیم کی طاقتور شعاعوں کو انسانی جسم میں کینسر کے خلیوں کو ہلاک کرنے کے لیے استعمال کیا جا چکا ہے۔ اس مقصد کے لیے ان شعاعوں کے استعمال میں بہت زیادہ احتیاط کی ضرورت ہوتی ہے کیونکہ یہ شعاعیں خود بھی کینسر کا سبب بنتی ہیں۔ تاہم آجکل ہمارے پاس ان شعاعوں کے اس مقصد کے لیے استعمال کے محفوظ ترین طریقے موجود ہیں۔

اگرچہ یہ عناصر غیر قیام پذیر ہیں لیکن دوری جدول میں انہیں قیام پذیر عناصر کے ساتھ رکھا گیا ہے۔ ریڈیم ایک قلوی ارضی عنصر ہے۔ یہ اپنے گروہ میں بیریم کے بعد آتا ہے۔ اسی لیے دونوں کے کیمیائی خواص ایک دوسرے سے بہت ملتے جلتے ہیں۔ اسی طرح پولونیم اپنے گروہ میں ٹیلوریم کے بعد آتا ہے اور یہ دونوں بھی ایک جیسے کیمیائی خواص رکھتے ہیں۔

جب ریڈیم کا ایٹم ٹوٹتا ہے تو یہ ریڈان (عنصر نمبر 86) کے ایٹم میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ یہ ایک تابکار گیس ہے۔ اسے دوری جدول میں غیر عامل گیسوں کے گروہ میں زی نان کے عین نیچے رکھا گیا ہے۔ اس کے کیمیائی خواص بھی دیگر غیر عامل گیسوں ہی کی طرح ہوتے ہیں۔

ریڈان سب سے پہلے ایک کیمیادان ایف ای ڈارن نے 1900ء میں دریافت کی تھی۔ اس نے اسے ریڈیم ایمینیشن کا نام دیا تھا کیونکہ یہ ریڈیم سے نکلتی تھی۔ رامزے اور آر ویٹلا گرے نے مل کر 1908ء میں اس گیس کی کافی مقدار حاصل کی اور انہوں نے اسے



ا نا تن' کا نام دیا جو ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی ہیں "بھگتا ہوا"۔ چہم 1932ء میں سرکاری نام ریڈان ہی منظور ہوا۔ یہ نام اس لیے رکھا گیا کہ یہ ظاہر ہو کہ یہ گیس ریڈیم سے نکلتی ہے۔

1899ء میں اے ایل لیبران نامی کیمیادان نے عنصر نمبر 89 دریافت کر کے اسے ایکٹینیم کا نام دیا جو ایک یونانی لفظ ہے اور اس کے معنی ہیں "شعاع"۔ بعد ازاں 1917ء میں فریڈرک سالای اور اے کرسٹن نے انگلینڈ میں اور ہاہن اور لیز سے مائنٹنر نے جرمنی میں بیک وقت عنصر نمبر 91 کی دریافت کا اعلان کیا۔ چونکہ عنصر نمبر 91 کا ہائم نوٹنے پر ایکٹینیم کے ہائم کو جنم دیتا ہے اس لیے اس عنصر کا نام پروٹو ایکٹینیم رکھا گیا۔ اس نام کا ابتدائی حصہ یعنی "پروٹ" یونانی زبان سے لیا گیا ہے جس کے معنی ہیں "ابتدا"۔ دوسرے لفظوں میں اس کا مطلب یہ ہے کہ ایکٹینیم سلسلے پر وٹو ایکٹینیم تھا۔

دیگر گیسیں جو تھوریم اور ایکٹینیم کی توڑ پھوڑ سے جنم لیتی ہیں، علی الترتیب تھوران اور ایکٹینان کہلاتی ہیں۔ اس لحاظ سے تھوریم اور ایکٹینیم بھی ریڈان کی مختلف اقسام ہوئیں۔ اس امر کو مدنظر رکھتے ہوئے یہ تجویز بھی پیش ہوتی رہی ہے کہ عنصر نمبر 86 کو ریڈان کی بجائے ایمینیشن کی مناسبت سے ایمینان کا نام دیا جائے کیونکہ یہ صرف ریڈیم ہی کی توڑ پھوڑ سے نہیں حاصل ہوتا۔ بلکہ تھوریم اور ایکٹینیم کی تاب کاری کے نتیجے میں بھی جنم لیتا ہے۔ لیکن کیمیا میں عناصر کے ناموں میں تبدیلی شاذ ہی روا رکھی جاتی ہے۔

عنصر نمبر 85 اور 87 ابھی تک دریافت نہیں ہوئی کیونکہ یہ اتنے غیر قیام پذیر ہیں اور اتنی جلدی ٹوٹتے ہیں کہ ان کی بہت ہی قلیل مقدار باقی بچتی ہے۔ اس لیے کئی سال تک ان عناصر کا کھوج نہیں لگایا جا سکا تھا۔

1925ء میں ریڈیم کی دریافت کی بعد دوری جدول میں صرف چار خانے خالی رہ گئے تھے۔ یہ خانے عنصر نمبر 43، 61، 85 اور 87 کے تھے۔ عنصر 85 اور 87 کے متعلق تو یہ بات یقینی تھی کہ یہ تابکار عناصر ہیں۔ چنانچہ یہ خیال کیا گیا کہ یہ بہت ہی غیر قیام پذیر ہوں گے اس لیے ان کا حاصل کرنا مشکل ہے۔ چہم عنصر نمبر 43 اور 61 کے

متعلق رائے مختلف تھی۔ چونکہ ان کے ارد گرد سارے عناصر قیام پذیر ہیں، اس لیے یہ بات یقینی تھی کہ یہ عناصر بھی قیام پذیر ہوں گے۔ اسی وجہ سے ان کی دریافت کے لیے بیحد و دوجہاری تھی۔

عنصر نمبر 43 کا خانہ دوری جدول میں ریڈیم کے عین اوپر ہے۔ 1925ء میں تین جرمن کیمیادانوں نے جنہوں نے ریڈیم دریافت کی تھی، عنصر نمبر 43 کی دریافت کا اعلان کیا۔ یہ عنصر ایکاماینگانیز تھا جس کا ذکر باب نمبر 19 کے آخر میں کیا گیا ہے۔ انہوں نے جرمنی کے ایک صنع ماسوریا کی مناسبت سے اسے ماسوریم کا نام دیا۔ اب ہمیں یہ معلوم ہو چکا ہے کہ عنصر 43 غیر قیام پذیر ہے۔ مزید برآں یہ کسی دوسرے عنصر سے بھی نہیں بنتا اور پھر یہ عنصر زمین میں بھی بالکل نہیں پایا جاتا۔ اس لیے جن کیمیادانوں نے ماسوریم کی دریافت کا اعلان کیا تھا انہیں ضرور غلطی ہوئی ہو گی۔ کیونکہ جب یہ عنصر زمین میں بھی نہیں پایا جاتا، نہ ہی کسی دوسرے عنصر سے بنتا ہے اور پھر ہے بھی غیر قیام پذیر، تو انہوں نے اسے کہاں سے دریافت کر لیا؟

یہی واقعہ عنصر نمبر 61 کے ساتھ بھی ہوا۔ 1926ء میں بعض امریکی کیمیادانوں نے اس کی دریافت کا اعلان کر کے اپنی نوائس نامی ریاست کی مناسبت سے اس کا نام ایلی نیم رکھا۔ جبکہ بعض اطالوی کیمیادانوں نے دعویٰ کیا کہ انہوں نے اسے پہلے دریافت کیا ہے۔ چنانچہ انہوں نے اٹلی کے شہر فلورنس کی مناسبت سے اس کا نام فلورینشیم رکھا۔ اس پر دونوں گروہوں کے درمیان کافی بحث مباحثہ ہوا مگر بعد میں معلوم ہوا کہ یہ دونوں گروہ غلطی پر تھے کیونکہ عنصر نمبر 61 عنصر نمبر 43 سے بھی کہیں زیادہ غیر قیام پذیر ہے اور یہ بھی زمین میں بالکل نہیں پایا جاتا۔

جب یہ عناصر سرے سے زمین میں پائے ہی نہیں جاتے تو ان کی موجودگی کا ہمیں کیسے پتہ چلا ہے؟ بات یہ ہے کہ 1919ء میں ایک برطانوی سائنسدان ارنسٹ رودرفورڈ نے اپنی تحقیق کے ذریعے یہ بتایا کہ کس طرح سب ایٹمی (Sub - atomic) ذرات کی بمباری سے ایک قیام پذیر ہائم کو دوسری قسم کے ہائم میں تبدیل کیا جا سکتا ہے۔ وقت کے ساتھ ساتھ اس عمل کے طریقہ کار میں مزید اضافہ اور بہتری پیدا ہوئی اور یوں سائنسدانوں کو نئے نئے ہائم تیار کرنے میں کافی مہارت حاصل ہو گئی۔

آخر کار 1937 میں سی پیرائیر اور ای سیگر ہائی دو نوجوان کیمیادانوں نے عنصر نمبر 42 (موبڈینم) کے ایک ایسے نمونے کا بغور مطالعہ کیا جو سب ایٹمی ذرات کی بمباری کے نتیجے میں حاصل ہوا تھا۔ اس میں انہیں کچھ نئے اور تازہ تیار شدہ ایٹم ملے۔ یہ ایٹم کسی ایسے عنصر کے تھے جو زمین میں نہیں پایا جاتا تھا۔ یہ عنصر نمبر 43 تھا اور دوری جدول میں موبڈینم کا پڑوسی عنصر تھا۔ انہوں نے اس کا نام ٹیکنیشیم رکھا جو ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی ہیں "مصنوعی"۔ اس عربتے سے اس عنصر کو کافی مقدار میں حاصل کیا گیا تھا تاکہ اس کی خصوصیات کا مطالعہ کیا جاسکے۔ ٹیکنیشیم اب عنصر نمبر 43 کا سرکاری نام ہے۔ ماسوریم کا نام اب متروک ہو چکا ہے۔ یوں ٹیکنیشیم پہلا مصنوعی عنصر ہے۔

1948 میں جے مارلکی، ایل ای گلینڈنین اور سی ڈی کوریل تین کیمیادانوں نے عنصر 61 کے ایٹم مصنوعی طور پر تیار کئے اور ان کا نام پرومیتھیئس کے مناسبت سے پرومیتھیم رکھا جو ایک قدیم یونانی دیوتا تھا۔ یونانی دیومالا کے مطابق یہ دیوتا بنی نوع انسان کے فائدے کے لیے سورج سے زمین پر آگ لایا تھا۔ غالباً اس عقیدے میں آگ سے مراد ایٹمی آگ تھی کیونکہ یہی وہ آگ ہے جو سورج کو روشن رکھتی ہے۔ بعد میں اس عنصر کا سرکاری نام بھی پرومیتھیم ہی رکھا گیا۔

جہاں تک عنصر نمبر 85 اور 87 کا تعلق ہے تو 1931 میں ایک کیمیادان نے ان کا پتہ چلانے کا اعلان کیا۔ اس نے امریکہ کی دو ریاستوں الباما اور ورجینیا کی مناسبت سے عنصر نمبر 85 کو الباما ئن اور عنصر نمبر 87 کو ورجینیم کا نام دیا۔ جبکہ دیگر کئی کیمیادانوں نے اس کی اس دریافت کو یقینی خیال نہ کیا۔

ٹیکنیشیم دوسرے تمام عناصر کی نسبت سب سے زیادہ درجہ حرارت (مطلق صفر سے گیارہ درجے اوپر) پر مکمل موصلیت (Superconductivity) کا مظاہرہ کرتا ہے۔ تاہم بھاری تین (نہ کہ خاص عناصر) اس درجہ حرارت پر اس سے بھی کہیں زیادہ موصل ہوتی ہیں۔ ٹیکنیشیم کے بھرے مرکبات جو پٹرٹیکنیشیٹس کہلاتے ہیں فولاد اور لوہے کو زنگ لگنے سے بچانے میں بہت ہی مفید ثابت ہوتے ہیں۔ اس مقصد کے لیے ان دھاتوں کو ٹیکنیشیٹ کے محلول میں ڈبویا جاتا ہے۔ چونکہ ٹیکنیشیم کے بہت ہی کم یاب اور مہنگے ہونے کی وجہ سے اسے صنعتی طور پر اس مقصد کے لیے استعمال میں نہیں لایا جاسکتا۔ اس کے باوجود کیمیادان زنگاری کے عمل کو مزید سمجھنے کے لیے مجبوراً اس کا استعمال کر رہے ہیں۔

1939 میں ایک فرانسیسی کیمیا دان مارگریٹ پیرے نے یورینیم کی توڑ پھوڑ سے حاصل ہونے والے ایٹموں میں عنصر نمبر 87 کے ایٹم کی نشاندہی کی۔ پہلے پہل تو اس نے اسے "ایکٹینیم کے" کا نام دیا لیکن بعد میں فرانس کی مناسبت سے اس کا نام فرانسیم رکھا۔ اس کے موقف کی تائید میں سرکاری طور پر بھی اس کا یہی نام منظور ہوا۔ اگلے سال 1940 میں ای پی کارسن کے تہ میکینزی اور ای سیگر نے عنصر نمبر 85 تیار کر کے اس کا نام ایسٹے ٹین رکھا۔ یہ ایک یونانی لفظ ہے جس کے معنی ہیں "غیر قیام پذیر"۔ بعد میں اس عنصر کے لیے بھی یہی نام سرکاری طور پر منظور کیا گیا۔

ایسٹے ٹین اور فرانسیم دونوں عناصر کے معروف خاندانوں سے تعلق رکھتے ہیں۔ فرانسیم ایک قلوی دھات ہے اور دوری جدول میں اس کا مقام سیزیم کے عین نیچے ہے۔ جبکہ ایسٹے ٹین ایک ہیلوجن ہے اور دوری جدول میں اسے آئیوڈین کے عین نیچے رکھا گیا ہے۔

ایسٹے ٹین اور ریڈان ہی دو ایسے غیر قیام پذیر عناصر ہیں جو غیر دھات بھی ہیں۔ ان دونوں عناصر کے آخر میں ine آتا ہے۔ یہ بھی اس چیز کی علامت ہے کہ یہ عناصر غیر دھات ہیں۔ اس کے ساتھ غیر دھاتی عناصر، جن کی کل تعداد 22 ہے، کا ذکر مکمل ہو گیا ہے۔ ایسٹے ٹین کی نشاندہی 1943 میں یورینیم کے ٹوٹنے سے پیدا ہونے والے حاصلات میں کی گئی تھی۔

1948 تک دوری جدول کا آخری خالی خانہ بھی پر ہو گیا تھا۔ لیکن نئے عناصر کی دریافت کا سلسلہ نہ رکا۔ ڈیڑھ سو سال تک یہی خیال کیا جاتا رہا کہ یورینیم (عنصر نمبر 92) اس خاندان کے عناصر کا آخری رکن ہے۔ سوال یہ پیدا ہوتا ہے کہ آخر 92 سے زیادہ نمبر رکھنے والے عناصر کیوں نہیں ہو سکتے؟

آخر کار امریکی سائنسدانوں کے ایک گروہ، جن میں جی ٹی سی بورگ زیادہ جانا پہچانا ہے، نے مسلسل ایسے بہت سے عناصر دریافت کر لیے جن کے نمبر 92 سے زیادہ تھے۔ وہ برکلے کی اس یونیورسٹی آف کیلی فورنیا میں یہ کام سرانجام دے رہے تھے جہاں 92 سے

کم نمبر والے عناصر میں سے بھی نیپچونیم اور پلوٹونیم دریافت ہوئے تھے۔

دوری جدول میں یورینیم کے بعد آنے والے عناصر کے گروہ کو ٹرانز یورینیم عناصر کا نام دیا گیا ہے۔ اس گروہ کے سارے عناصر بہت ہی زیادہ طریقہ پذیر ہوتے ہیں اور ایک عنصر کے سوا کوئی بھی زمین میں نہیں پایا جاتا۔

1940ء میں عنصر نمبر 93 اور 94 حاصل کیے گئے۔ چونکہ عنصر نمبر 92 کو یورینیم کا نام یورینس سیارے کی مناسبت سے دیا گیا تھا اس لیے ان عناصر کو ان سیاروں کی نسبت سے نام دیا گیا جو یورینس سے چھوٹے اور دور واقع ہیں۔ یہ سیارے نیپچون اور پلوٹو ہیں۔ چنانچہ عنصر 93 کو نیپچونیم اور عنصر 94 کو پلوٹونیم کا نام دیا گیا۔ ای ایم میک ملن اور پی ایبلسن نے پہلے مصنوعی ٹرانز یورینیم عناصر کی نشاندہی کی تھی۔ چنانچہ ان عناصر پر کام کے صلے میں 1951ء میں میک ملن اور ی بورگ کو نوبل انعام برائے کیمیا دیا گیا۔

یورینیم کے ہم جنس ذرات خود بخود ایسے طریقے سے ٹوٹتے ہیں کہ پلوٹونیم کے ہم جنسوں میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ اس طرح سے یورینیم کی کچ دھات میں پلوٹونیم کی بہت ہی قلیل مقدار کی موجودگی کا پتہ چلا ہے۔ چنانچہ پلوٹونیم وہ واحد ٹرانز یورینیم عنصر ہے جو قدرتی طور پر پایا جاتا ہے۔ یوں یہ سب سے زیادہ نمبر کا حامل قدرتی عنصر ہے۔ تاہم مصنوعی طور پر اس کی اتنی زیادہ مقدار تیار کی جا چکی ہے کہ اسے ایٹمی توانائی اور ایٹمی دھماکوں میں بم گراؤں کے حساب سے استعمال کیا جا سکتا ہے۔

قدرت میں پلوٹونیم کی موجودگی کا اب بخوبی پتہ چلا لیا گیا ہے۔ یہ یورینیم کی دھات میں بہر صورت پایا جاتا ہے۔ لیکن بہت ہی خفیف مقدار میں، یعنی یورینیم کی مقدار کا دس بدم دال حصہ۔ اس کی دھات میں یہ یورینیم کے تابکاری بدل کے نتیجہ میں پیدا ہوتا ہے۔ اس لحاظ سے اس کی دھات میں نیپچونیم بھی ہونا چاہیے لیکن اس کی مقدار پلوٹونیم سے بھی کم ہی ہوتی ہو گی۔

پلوٹونیم اور نیپچونیم کی دریافت کے بعد جلد ہی یہ معلوم ہو گیا تھا کہ ان کی کیمیائی خصوصیات یورینیم اور تھوریم سے بہت زیادہ مشابہ ہیں۔ چنانچہ کیمیا دانوں کو محسوس ہوا کہ وہ ایک بار پھر کم یاب ارضی عناصر کی طرح کی صورتحال سے دوچار ہو رہے

ہیں۔ یعنی ایک بھیسی خصوصیات کے حامل عناصر کا ایک نیا سلسلہ سامنے آ رہا تھا۔

چونکہ اس نئے سلسلے کی ابتدا ایکٹینیم سے ہوئی اس لیے ان عناصر کو ایکٹینائیڈز کا نام دیا گیا، جیسے بھی سیریز کے عناصر کو لینتھنائیڈز کے نام سے موسوم کیا گیا تھا۔ دوری جدول میں ایکٹینائیڈز کو لینتھنائیڈز کے عین نیچے اس طرح رکھا گیا کہ لینتھینم کے نیچے ایکٹینیم، تھوریم سیریم کے نیچے، پروٹیکٹینیم پریسیوڈیمیم کے نیچے، یورینیم نیوڈیمیم کے نیچے، نیپچونیم پرومیتھیم کے نیچے اور پلوٹونیم سمیریم کے نیچے آتے ہیں۔

یونیورسٹی آف کیلی فورنیا کے محققین نے نئے عناصر کی دریافت کا کام جاری رکھا۔ 1944ء میں عنصر 95 دریافت کیا گیا۔ چونکہ اس کا خانہ یوروپیم کے نیچے آتا تھا اس لیے اس کو یورپ کے ہم پلہ بنانے کے لیے اس عنصر کا نام امریشیم رکھا گیا۔ 1946ء میں عنصر نمبر 96 دریافت ہوا جس کا خانہ گیڈولینیم کے عین نیچے ہے۔ اب چونکہ گیڈولینیم کا نام اس کیمیا دان کی مناسبت سے رکھا گیا تھا جو کہ کم یاب ارضی عناصر کی ابتدائی تاریخ میں ایک اہم مقام رکھتا ہے، اس لیے عنصر نمبر 96 کا نام کیوری میاں بیوی کی مناسبت سے کیوریم رکھا گیا جو تابکاری کی ابتدائی تاریخ میں ایک اہم مقام کے حامل ہیں۔

ایکٹینائیڈز کئی ایک کیمیائی خصوصیات میں لینتھنائیڈز سے مشابہت رکھتے ہیں۔ چنانچہ تھوریم عام طور پر لینتھنائیڈز کی کچ دھاتوں میں پایا جاتا ہے۔ مونازائیٹ تھوریم کی ایک کچ دھات ہے، لیکن اس میں لینتھنائیڈز بھی ہوتے ہیں۔

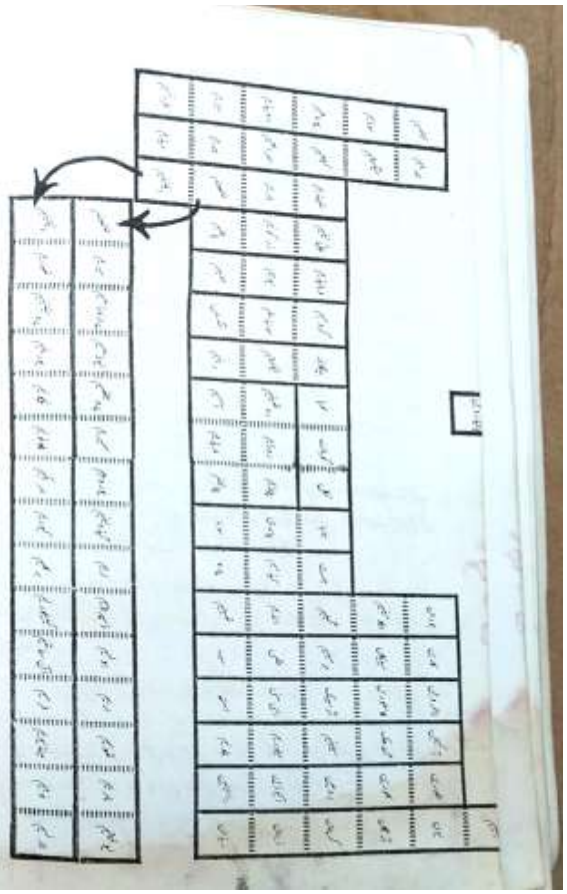
1949ء میں عنصر نمبر 97 اور اس کے ایک سال بعد عنصر نمبر 98 دریافت ہوا۔ ان کا نام بالترتیب ان کی دریافت کے شہر اور ریاست کے حوالے سے برکیلیم اور کیلی فورنیم رکھا گیا۔

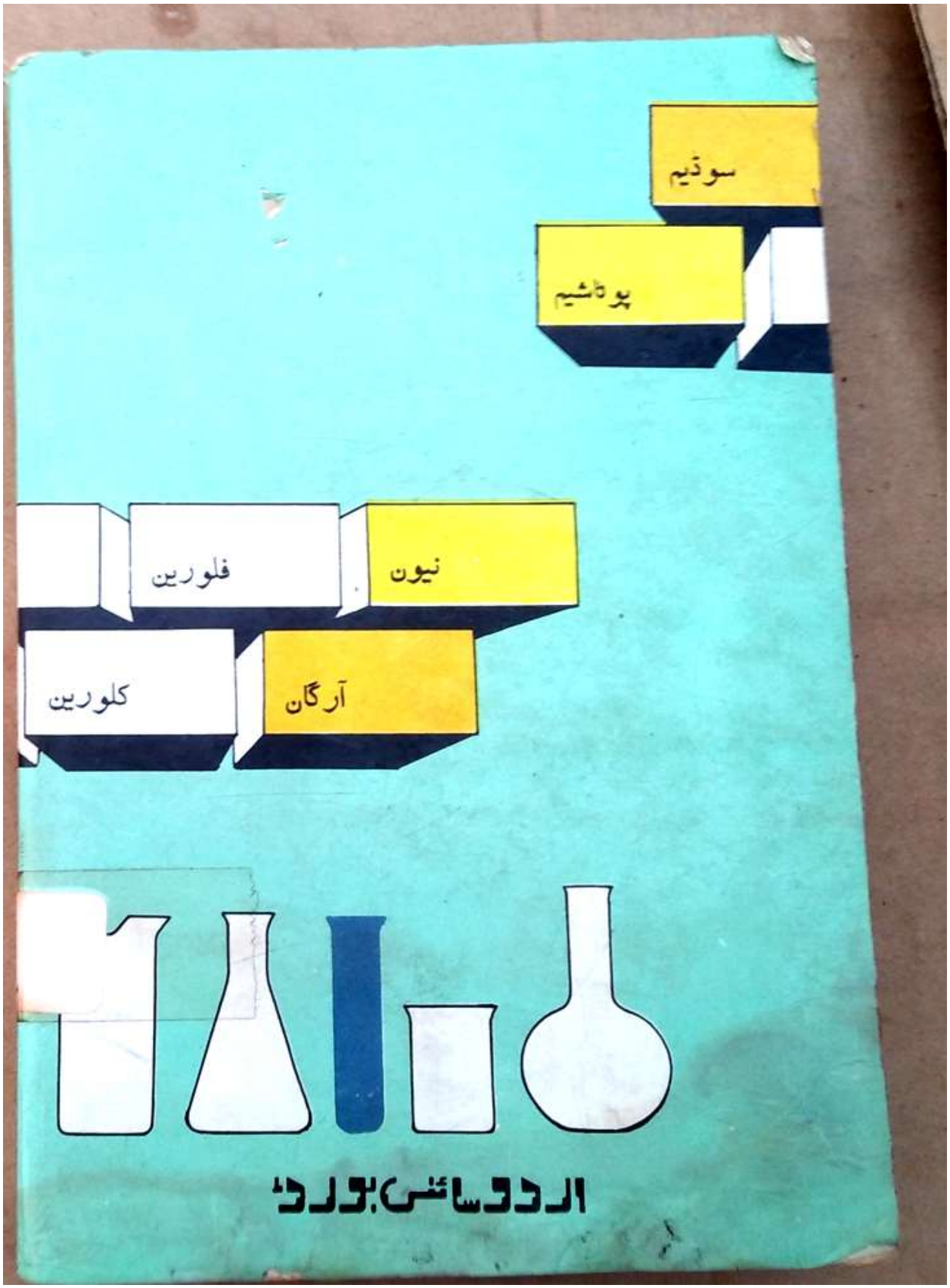
1954ء میں دو عناصر 99 اور 100 دریافت کیے گئے۔ سرکاری طور پر ان کے نام 1955ء میں رکھے گئے۔ عنصر نمبر 99 کا نام ایک جرمن سائنسدان البرٹ آئن سٹائن کی مناسبت سے آئن سٹائنیم اور عنصر نمبر 100 کا نام اطالوی سائنسدان انریکو فرمی کی مناسبت سے فرمیم رکھا گیا۔ ان دونوں نے بعد میں امریکی شہریت اختیار کر لی تھی۔ ان دونوں سائنسدانوں نے ایٹم کی ماہیت کو سمجھنے کے لیے قابل قدر دریافتیں کیں۔

1955ء میں عنصر نمبر 101 دریافت ہوا اور اس کا نام روس کے اس کیمیا دان میندیلیو کی مناسبت سے رکھا گیا جس نے موجودہ دوری جدول پر سب سے پہلے کام کیا تھا۔ آخر کار 1957ء میں امریکی، برطانوی اور سویڈش سائنسدانوں پر مشتمل ایک گروہ نے عنصر نمبر 102 تیار کیا۔ چونکہ یہ سائنسدان ساک ہوم کے نوبل انسٹی ٹیوٹ آف فزکس میں یہ تحقیق کر رہے تھے اس لیے اس عنصر کا نام نوبلیم رکھا گیا۔ جبکہ اس انسٹیٹیوٹ کا بانی نام ایک سویڈش ماہر بارود الفرڈ نوبل کے نام پر رکھا گیا تھا جس نے ڈائینامائیٹ دریافت کیا تھا اور اپنی موت سے قبل نوبل انعامات کے اجرا کے لیے ایک ٹرسٹ کو فنڈز مہیا کیے تھے۔

اس طرح سے مزید نئے عناصر کی دریافت کا دائرہ محدود سے محدود تر ہوتا جا رہا ہے، کیونکہ ہر نیا ٹرانزیوریئم عنصر اپنے سے پہلے والے عنصر سے زیادہ غیر قیام پذیر ہوتا ہے اور اس پر کام کرنا از حد مشکل ہوتا ہے۔ اگرچہ سائنسدانوں نے اب تک 110 تک عناصر بنا لیے ہیں، لیکن بعد کے یہ عناصر اتنے غیر قیام پذیر ہیں کہ صرف تھوڑی دیر کے لیے ہی بنتے ہیں اور پھر فوراً ٹوٹ جاتے ہیں۔ یعنی انہیں صرف تجربہ گاہ میں ہی تھوڑی دیر کے لیے بنایا جا سکتا ہے۔ اس میں عنصر نمبر 103 تک تو ایکٹینائیڈ سلسلہ چلتا ہے اس کے بعد عنصر نمبر 104 سے ایک نیا سلسلہ شروع ہو گیا ہے۔ یہ عناصر اس قدر غیر قیام پذیر ہیں کہ ان کی خصوصیات کا مطالعہ نہیں کیا جا سکتا۔

یوں ہم نے کائنات کی ترتیب و ترکیب میں حصہ لینے والے تمام عناصر کا ذکر کر لیا ہے۔ اس میں سے اکیاسی قیام پذیر ہیں اور باقی سب غیر قیام پذیر۔ کائنات کی ہر چیز چاند، ستارے، سیارے، سورج، زمین اور زمین کی ہر چیز میں یہی عناصر مختلف انداز اور ترتیب سے کارفرما نظر آتے ہیں۔




سوڈیم
پوٹاشیم
نیون
فلورین
آرگان
کلورین
اردو سائنس بورڈ